

CIENCIA POPULAR

L. VLASOV
D. TRIFONOV

QUIMICA RECREATIVA

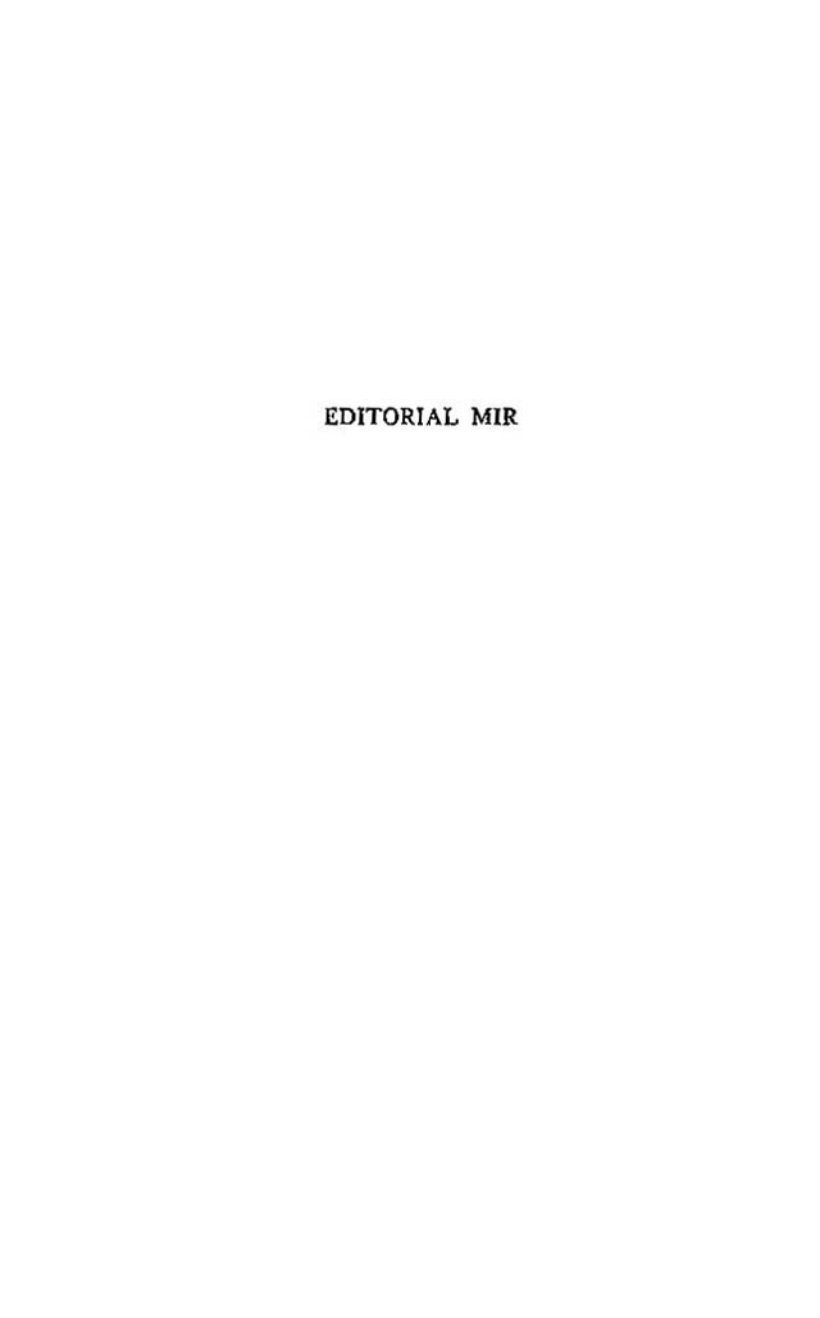
T_2O^{18}

H_2O^{16}

6.025×10^{23}

$2H_2O_2 + O_2 \rightleftarrows 2H_2O$

EDITORIAL MIR MOSCU



EDITORIAL MIR

ВЛАСОВ Л.
ТРИФОНОВ Д.

ЗАНИМАТЕЛЬНО О ХИМИИ

ИЗДАТЕЛЬСТВО
«МОЛОДАЯ ГВАРДИЯ»

L. VLASOV,
D. TRIFONOV

QUIMICA RECREATIVA

Traducido del ruso
por K. Steinberg



EDITORIAL
MIR
MOSCU

CDU 54(023)=60

Impreso en la URSS

1972

На испанском языке

A guisa de prefacio

Sobrevivió hasta nuestros tiempos una antigua leyenda, vieja como el propio mundo.

Erase una vez un potentado oriental, sabio e ilustrado, que tuvo deseos de conocer todo sobre los pueblos que habitaban la Tierra.

Llamó el rey a sus visires y declaró su voluntad:

— Ordeno que se escriba la historia de todos los pueblos y que se exponga en ella cómo estos pueblos vivieron antes y cómo la pasan ahora; de qué se ocupan, qué guerras han librado y dónde pelean en estos momentos; cuáles son las artes y oficios que prosperan en distintos países.

El rey concedió el plazo de un lustro para que se hiciera su voluntad.

Los visires atendieron en silencio e inclinados en profundas reverencias. Luego, reunieron a los sabios más doctos y les transmitieron la voluntad del soberano.

La gente dice que en aquellos tiempos creció en proporciones inauditas la preparación de pergamino.

Pasaron cinco años y los visires volvieron a presentarse ante los ojos del rey.

— Se ha cumplido tu voluntad, oh Gran Rey. Asómate a la ventana y verás. . .

El rey, extasiado, se frotó los ojos. Una enorme caravana de camellos, cuyo fin apenas se divisaba en la lejanía, se alineaba ante el palacio. Cada camello iba cargado con dos grandes fardos. Y cada fardo contenía diez gruesísimos infolios

encuadernados en maravilloso cordobán y solícitamente empaquetados.

—¿Qué es eso? —preguntó sorprendido el rey.

—Es la historia del mundo —contestaron los visires—. Cumpliendo tu voluntad, sabios sapientísimos escribieron esta historia durante cinco años, sin darse tregua.

—¡Qué! ¿Queréis ponerme en ridículo? —exclamó enfadado el monarca—. ¡No podré leer hasta el final de mi vida ni la décima parte de lo que han escrito! ¡Que se escriba para mí una historia breve, pero que contenga los acontecimientos más importantes!

Y concedió el plazo de un año.

Pasado el año, volvió a presentarse ante los muros del palacio la caravana. Mas esta vez constaba tan sólo de diez camellos que llevaban dos fardos cada uno, y cada fardo contenía diez volúmenes.

La ira del soberano fue enorme.

—¡Que solamente se describa lo primordial e importantísimo de lo acaecido en la historia de los pueblos en todas las épocas! ¿Cuánto tiempo se necesita para hacerlo?

Entonces se adelantó el más docto de los sabios y dijo:

—Majestad, mañana tendrás lo que deseas.

—¿Mañana? —se asombró el rey—. Bien, pero si mientes, perderás la cabeza.

Apenas en el cielo matutino hubo aparecido el Sol y las flores despiertas de su somnolencia se abrieron en el pleno esplendor, el rey ordenó que se presentara el sabio.

Este entró con una arquilla de sándalo en las manos.

—Majestad, en esta arquilla encontrarás lo principal e importantísimo de lo que hubo en la historia de los pueblos en todos los tiempos— profirió el sabio, inclinándose ante el rey.

El monarca abrió la arquilla. En la almohadilla terciopelada yacía un pequeño trocito de pergamino en que estaba trazada una sola frase: "Ellos nacían, vivían, y morían".

Así dice la antigua leyenda. Esta leyenda llegó involuntariamente a nuestra memoria cuando a nosotros, los autores, nos propusieron escribir un libro recreativo sobre la química, añadiendo, además, que el volumen del mismo debe ser reducido. Por consiguiente, hace falta escribir sólo lo principal. Pero, ¿qué es lo principal en la química?

"Química es la ciencia sobre las substancias y sus transformaciones".

¿Cómo no recordar aquí el trocito de pergamino en el fondo de la arquilla de sándalo?

Después de largas cavilaciones, llegamos a una decisión. En la química, todo es importante. Una cosa más, otra, menos, y eso depende, además, del punto de vista del que habla. El químico inorgánico, por ejemplo, considera que su ciencia es el ombligo del mundo. Sin embargo, la opinión del químico orgánico es diametralmente opuesta. Y en esa materia no existe uniformidad reconciliadora de opiniones.

El propio concepto de "civilización" consta de muchos "sumandos", siendo uno de los principales la química.

La química permite al hombre obtener metales a partir de menas y minerales. De no existir esta ciencia, no subsistiría la metalurgia moderna.

La química extrae substancias maravillosas y

de cualidades sorprendentes de la materia prima mineral y de origen vegetal y animal.

No sólo copia e imita a la naturaleza, sino también —y en escala creciente de año en año— empieza a sobrepasarla. Se sintetizan miles y decenas de miles de substancias que la naturaleza desconoce y con propiedades muy útiles e importantes para la práctica y vida humana.

La lista de buenos hechos efectuados por la química es verdaderamente inagotable.

El asunto reside en que todas las manifestaciones de la vida están acompañadas de un sinnúmero de procesos químicos. Es imposible conocer la esencia de los procesos vitales sin saber la química y sus leyes.

La química dijo su palabra contundente en la evolución del hombre.

La química nos da alimento, vestido y calzado, nos ofrece bienes materiales sin los cuales no puede funcionar la moderna sociedad civilizada.

En el espacio circunterrestre irrumpieron los primeros cohetes. Fue la química la que proporcionó combustible para sus motores, y materiales sólidos y termorresistentes para sus estructuras.

Si a alguien se le hubiera ocurrido la idea de escribir sobre la química abarcando todos sus aspectos multifacéticos y su lozanía, correrían el riesgo de agotarse los recursos de papel, incluso de un Estado altamente desarrollado. Por fortuna a nadie se le ocurrió emprender algo semejante. Pero una tarea de esta índole fue la planteada ante nosotros.

Sin embargo, hemos encontrado una salida. Decidimos escribir en pocas palabras sobre muchas cosas. Pocas palabras sobre distinta materia. Está claro que en cierto grado es cuestión de gus-

to. Unos, probablemente, hablarían de otras cosas, y otros, de cosas más distintas aún. No obstante, somos nosotros los que tuvimos que redactar este libro, por lo tanto, no se quejen de nosotros si de pronto no encuentran en él lo que Uds., precisamente, quisieran saber.

LOS HABITANTES DE LA GRAN CASA

El sistema periódico de los elementos químicos a vista de pájaro

Una mirada fugaz y la primera impresión que se forma es, por lo común, de poco valor. A veces el observador queda indiferente, a veces se siente sorprendido y hay casos en que reacciona como el personaje de una anécdota muy en boga que, al ver en el parque zoológico a una jirafa, exclamó: "¡Esto no puede ser!"

Sin embargo, puede ser provechoso incluso un conocimiento en rasgos generales de un objeto o fenómeno; por decirlo así: "un conocimiento a vista de pájaro".

El sistema periódico de los elementos químicos de D. Mendeléiev de ningún modo se puede denominar objeto o fenómeno. Es, más bien, una especie de espejo que refleja la esencia de una de las leyes más importantes de la naturaleza, la Ley Periódica. Esta es un código que reglamenta la conducta de más de cien elementos que abundan en la Tierra o que han sido creados artificialmente por el hombre, un ordenamiento *sui géneris* que reina en la Gran Casa de los elementos químicos...

La primera mirada permite ya captar muchas cosas. Lo primero que sentimos es admiración, como si entre edificios triviales, construidos con grandes bloques, surgiera de súbito una casa de arquitectura insólita y extraña, pero muy elegante.

¿Qué es lo que asombra en la tabla de Mendeléiev? En primer lugar, el hecho de que sus pe-



ríodos (que hacen las veces de pisos) son muy desiguales.

El primer piso (primer período de la tabla de Mendeléiev) tiene sólo dos casillas. El segundo y el tercero, ocho. El cuarto y el quinto están arreglados a modo de un hotel: dieciocho piezas en cada uno; lo mismo que el sexto y el séptimo, ca-

da uno con treinta y dos habitaciones. ¿Han visto Uds. en su vida una edificación así?

Empero, precisamente con ese aspecto se nos presenta el sistema periódico, la Gran Casa de los elementos químicos.

¿Por qué ese aspecto insólito? ¿Por antojo del arquitecto? ¡De ningún modo! Cualquier edificio se construye de acuerdo con las leyes de la física. De no seguirlas, se derrumbaría al primer hálito del viento.

La idea arquitectónica del sistema periódico también se corrobora por las rigurosas leyes físicas. Estas dicen: cualquier período de la tabla de Mendeléiev debe contener un número perfectamente determinado de elementos, por ejemplo, el primero debe tener dos. Ni más, ni menos.

Así afirman los físicos, en pleno acuerdo con los químicos.

Hubo otros tiempos. Los físicos no afirmaban nada y no se rompían la cabeza con los problemas de la ley periódica. En cambio, los químicos, que casi cada año descubrían nuevos elementos, estaban muy preocupados: dónde encontrar domicilio para estos novatos. Hubo casos desagradables, cuando una sola casilla de la tabla la pretendían, alineándose en cola, varios elementos.

Entre los científicos hubo no pocos escépticos que afirmaban con plena seriedad que el edificio de la tabla de Mendeléiev estaba construido sobre arena. Entre éstos figuraba el químico alemán Bunsen, que junto con su amigo Kirchhoff descubrió el análisis espectral. Pero en cuanto a la ley periódica Bunsen manifestó una miopía científica asombrosa. "Con el mismo éxito se puede buscar regularidad en las cifras de los boletines de Bolsa" — exclamó con furor en una ocasión.

Antes que Mendeléiev, se hicieron intentos de imponer algún orden en el caos de los sesenta y tantos elementos químicos. Pero todos fracasaron. Probablemente, el que más se acercó a la verdad fue el inglés Newlands. Este sugirió la "ley de las octavas". Tal como en la escala musical cada octava nota repite la primera, en la escala de Newlands, que dispuso los elementos en serie de acuerdo con la magnitud de sus pesos atómicos, las propiedades de cada octavo elemento eran parecidas a las del primero. ¡Pero qué reacción irónica despertó su descubrimiento! "¿Por qué no trata de disponer los elementos en orden alfabético? ¿Puede ser que en este caso también se pone de manifiesto alguna regularidad?"

¿Qué podía contestar Newlands a su opositor sarcástico? Resulta que nada. Era uno de los que se acercaron al descubrimiento de la nueva ley de la naturaleza, pero la caprichosa repetición de las propiedades de los elementos "después de cada séptimo" no sugirió en la mente de Newlands la idea de la "periodicidad".

Al principio, la tabla de Mendeléiev no tuvo mucha suerte. La arquitectura del sistema periódico se sometía a furiosos ataques, puesto que muchas cosas seguían siendo confusas y necesitaban explicación. Era más fácil descubrir media docena de elementos nuevos que encontrar para éstos un domicilio legal en la tabla.

Sólo en el primer piso los asuntos, al parecer, eran satisfactorios. No había necesidad de temer una concurrencia inesperada de pretendientes. En la actualidad, habitan este piso el hidrógeno y el helio. La carga del núcleo del átomo de hidrógeno es + 1, y la del helio, + 2. Claro está que entre ellos no hay ni puede haber otros elementos, pues-

to que en la naturaleza no se conocen núcleos ni otras partículas cuya carga se exprese con números fraccionarios.

(Verdad es que, en los últimos años los físicos teóricos discuten persistentemente el problema sobre la existencia de los "quarks". Así se denominan las partículas elementales primarias, a partir de las cuales se pueden construir todas las demás, hasta los protones y neutrones, que son, por su parte, material constructivo de los núcleos atómicos. Se supone que los "quarks" tienen cargas eléctricas fraccionarias: $+1/3$ y $-1/3$. Si los "quarks" existen realmente, el cuadro de la "estructura material" del mundo puede tomar para nosotros otro aspecto).

Cómo los astrónomos prestaron un mal servicio a los químicos

"Nunca se me ocurrió que el sistema periódico debe comenzar precisamente con el hidrógeno".

¿A quién pertenecen estas palabras? A lo mejor, a alguien de la innumerable legión de los investigadores o simplemente aficionados quienes tenían por objeto crear un nuevo y propio sistema periódico, o reconstruirlo a su modo. A decir verdad, aparecían no menos variantes de "sistemas periódicos" de lo más diverso, que proyectos del "famoso" movimiento perpetuo.

Bueno, la frase entre comillas pertenece al propio Dmitri Ivánovich Mendeléiev y está escrita en su célebre manual "Fundamentos de Química" que sirvió de texto para decenas de miles de estudiantes.

¿Por qué, incurrió en error el autor de la ley periódica?

Porque en aquel entonces ese error era muy lógico. Los elementos se disponían en la tabla de acuerdo con el incremento de sus pesos atómicos. El peso atómico del hidrógeno es 1,008, y del helio, 4,003. Con toda razón se podía pensar que existen elementos con pesos atómicos 1,5; 2; 3, etc. O elementos más livianos que el hidrógeno, cuyos pesos atómicos eran menor que la unidad.

Mendeléiev no rechazaba esta posibilidad, al igual que otros muchos químicos, sostenidos por los astrónomos, representantes de una ciencia bastante alejada de la química. Eran los astrónomos los que demostraron por vez primera que los nuevos elementos se podían descubrir no sólo en los laboratorios, analizando minerales terrestres.

En 1868 el astrónomo inglés Lockyer y el francés Janssen observaron el eclipse total de Sol, dejando pasar el brillo cegador de la corona solar a través del prisma de un espectroscopio. Y en la densa empalizada de las líneas del espectro descubrieron unas que no podían pertenecer a ningún elemento conocido en la Tierra. De esta forma fue descubierto el helio, lo que en griego significa "solar". Sólo 27 años después el físico y químico inglés Crookes encontró helio en la Tierra.

Este descubrimiento resultó muy contagioso. Los astrónomos dirigieron los oculares de los telescopios hacia las lejanas estrellas y nebulosas. Los resultados de sus descubrimientos se publicaban con gran escrupulosidad en los anuarios astronómicos y algunos se reproducían en las páginas de las revistas de química, más precisamente aquellos que trataban de los supuestos descubri-

mientos de nuevos elementos en lo infinito de los espacios cósmicos. Les bautizaban con nombres rimbombantes como coronio y nebulio, arconio y protoflúor. Los químicos no sabían nada de esos elementos, salvo sus nombres, pero recordando la feliz epopeya del helio se apresuraban en alojar a los forasteros celestes en el sistema periódico, los disponían delante del hidrógeno o en el espacio entre el hidrógeno y el helio y abrigaban la esperanza de que nuevos Crookes demostrarían en algún tiempo la existencia en la Tierra del coronio y de sus enigmáticos compañeros.

Pero, en cuanto los físicos se las entendieron con el sistema periódico, estas esperanzas se desvanecieron. El peso atómico resultó ser un soporte inseguro para la ley periódica y fue sustituido por la carga del núcleo, el número atómico del elemento.

Al pasar de un elemento a otro en el sistema periódico, la carga se incrementa en una unidad.

Con el decursar del tiempo los instrumentos astronómicos más precisos disiparon el mito sobre los misteriosos nebulios. Estos eran átomos de elementos bien conocidos que perdieron parte de sus electrones y por tal causa exhibían espectros insólitos. Las "tarjetas de visita" de los forasteros celestes resultaron falsas.

Elemento de dos caras

Puede ser que en la clase de química Ud. mismo, a lo mejor, fue testigo de un diálogo como éste:

Maestro:

— ¿En qué grupo del sistema periódico está el hidrógeno?

Alumno:

— En el primero. Y la razón es la siguiente. El átomo de hidrógeno tiene en su única capa electrónica un solo electrón, al igual que otros elementos del primer grupo, los metales alcalinos: litio, sodio, potasio, rubidio, cesio y francio. Lo mismo que éstos, el hidrógeno tiene valencia positiva, que es igual a la unidad en los compuestos químicos. Además, el hidrógeno puede desalojar algunos metales de sus sales.

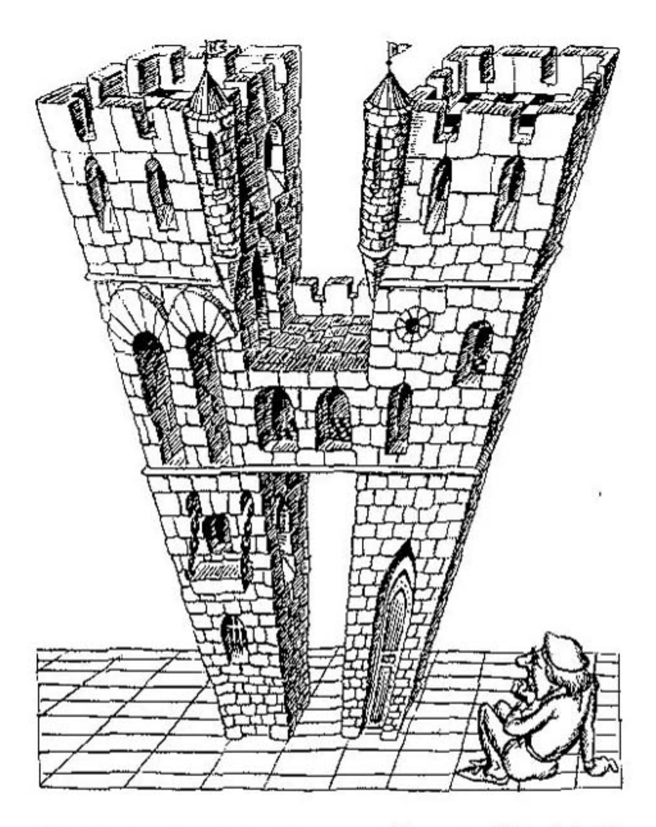
¿Es esto cierto? No. No del todo.

La química es una ciencia exacta. No tolera verdades a medias. El ejemplo del hidrógeno lo confirma rotundamente.

¿Qué hay de común entre el hidrógeno y los metales alcalinos? Solamente la valencia positiva igual a la unidad e igual estructura de la capa electrónica exterior. En lo demás no hay ningún parecido. El hidrógeno es un gas. El hidrógeno es un no metal. El hidrógeno forma una molécula compuesta de dos átomos. Mientras que los demás elementos del primer grupo son metales clásicos, muy activos en las reacciones químicas. Al exhibir su único electrón, el hirdógeno tan sólo trata de vestirse como un metal alcalino, pero por su esencia le es extraño.

La Gran Casa está arreglada de tal manera que en cada peldaño de la escalera, uno sobre otro, viven elementos parientes. Estos, precisamente, componen los grupos y subgrupos del sistema periódico. Esta es una ley para los habitantes de la Gran Casa. Al caer en el primer grupo, el hidrógeno infringe involuntariamente esta ley.

¿A dónde, pues, tiene que ir el pobre? Pero, el sistema periódico tiene nueve grupos, es decir, en la Gran Casa existen nueve tramos de escalera.



Y sólo en el grupo cero escogió su casilla el helio, vecino del hidrógeno en el primer piso. En los demás, los sitios están vacantes. Mire, ¡cuántas posibilidades hay para reconstruir el primer piso y encontrar para el hidrógeno un "lugar verdadero bajo el Sol"!

¿Acaso se puede alojar en el segundo grupo, con los metales alcalino-térreos encabezados por

el berilio? De ningún modo. Estos no experimentan sentimiento familiar alguno respecto al hidrógeno. El tercero, cuarto, quinto y sexto tampoco se niegan a recibirlo. ¿Y el séptimo? ¡Alto! Los halógenos ubicados en este grupo: flúor, cloro, bromo y otros, están dispuestos a dar al hidrógeno su mano amistosa.

...Imagínese un encuentro de dos niños.

— ¿Cuántos años tienes?

— Tantos.

— Yo también.

— Yo tengo una bicicleta.

— Yo también.

— ¿Qué es tu padre?

— Chófer.

— ¡Fenomenal!, el mío también.

— ¿Quieres que seamos amigos?

— ¡Claro está!

— ¿Eres no metal? — pregunta el flúor al hidrógeno.

— ¡Si, lo soy!

— ¿Eres gas?

— Justamente.

— Lo mismo que nosotros — dice el flúor, indicando al cloro.

— ¡Y mi molécula consta de dos átomos! — comunica el hidrógeno.

— ¡Qué raro! —se sorprende el flúor—, igual que la nuestra.

— Dime, ¿puedes tú tener valencia negativa y ganar electrones complementarios? Lo hacemos de muy buena gana.

— ¡Claro que sí! Con esos metales alcalinos que no guardan para conmigo mucho cariño, yo sé formar compuestos hidrogenados, los hidruros. Y en este caso mi valencia es menos uno.

— Entonces, ¡ven a nuestro lado! ; trabaremos amistad.

El hidrógeno se aloja en el séptimo grupo. Pero, ¿por cuánto tiempo? Al conocer mejor a su nuevo pariente, uno de los halógenos dice desilusionado:

— ¡Eh, hermanito! Es que tienes pocos electrones en la capa exterior. Nada más que uno... Como en el primer grupo. Sería mejor que te fueras para donde están los metales alcalinos...

¡Qué desafortunado es el hidrógeno! Tanto lugar libre y no hay sitio donde alojarse firme y seguramente, con pleno derecho.

Pero, ¿por qué? ¿En qué reside la causa de esa asombrosa dualidad del hidrógeno, de sus dos caras? ¿Por qué se comporta de modo tan inusitado?

Las propiedades características de cualquier elemento químico se manifiestan cuando entra en composición con otros. En este caso entrega o gana electrones, que o bien salen de la capa electrónica exterior, o bien se adjuntan a ésta. Cuando un elemento pierde todos los electrones de la capa exterior, las envolturas internas, por lo común se mantienen intactas. Esto sucede en todos los elementos, excepto en el hidrógeno. Apenas pierde su único electrón, queda con el núcleo atómico desnudo.

Queda el protón. Justamente este protón es el núcleo del átomo de hidrógeno (a decir verdad, no es siempre protón; pero más adelante hablaremos de esa importante sutileza). Esto quiere decir que la química del hidrógeno es química peculiar, única en su género, de una partícula elemental, del protón. En el caso del hidrógeno el protón influye en forma activa en el curso

de las reacciones en que participa aquél. Aquí radica la solución de la conducta tan inconsecuente del hidrógeno.

El primero y el más sorprendente

El hidrógeno fue descubierto por el famoso físico inglés sir Henry Cavendish. "El más rico entre los sabios y el más sabio entre los ricos", dijo de él uno de sus contemporáneos. Podemos añadir: y el más pedante. Se dice que cuando Cavendish tomaba un libro de su propia biblioteca, lo registraba en la ficha. Siempre muy concentrado y enfrascado en sus investigaciones, tuvo fama de persona huraña. Pero precisamente estas cualidades le permitieron descubrir un nuevo gas, el hidrógeno. Y, ¡créalo Ud. ! fue una tarea dificilísima.

El descubrimiento data de 1766, y en 1783 el profesor francés Charles puso en vuelo el primer globo, llenándolo de hidrógeno.

El hidrógeno resultó un hallazgo precioso para los químicos. Ayudó a que al fin y al cabo se aclarara la estructura de los ácidos y bases, esas clases fundamentales de los compuestos químicos. Llegó a ser un reactivo insustituible en los laboratorios, precipitando metales a partir de las soluciones de sus sales y reduciendo óxidos metálicos. Aunque parece paradójico, pero de no ser descubierto el hidrógeno en 1766, sino unos cincuenta años más tarde (lo que hubiera sido muy probable), se retardaría por largo tiempo el desarrollo de la química, tanto teórica como práctica.

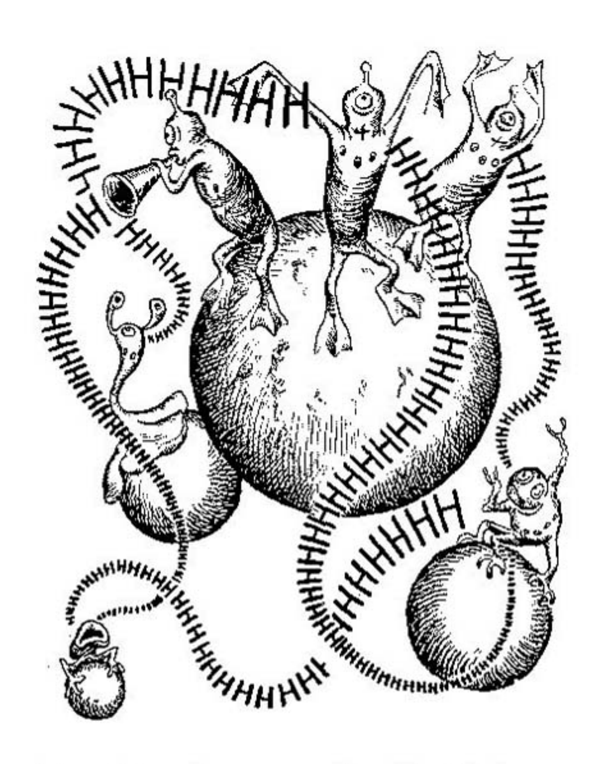
Cuando los químicos investigaron bastante bien el hidrógeno y los prácticos empezaron a aprovecharlo para la preparación de substancias importantes, este gas atrajo la atención de los



físicos. Y los físicos proporcionaron muchos datos nuevos que enriquecieron enormemente la ciencia.

¿Quiere Ud. convencerse de esto? Primero: el hidrógeno se solidifica a una temperatura inferior que cualesquiera otros líquidos o gases (salvo el helio), con más exactitud: a —259,1° C; segundo: el átomo de hidrógeno permitió a Niels Bohr, físico danés, elaborar la teoría de la distribución de los electrones alrededor del núcleo atómico, sin la cual no se podría entender el sentido físico de la ley periódica. Esto despejó el terreno para otros grandes descubrimientos.

Los físicos transmitieron el relevo a sus parientes cercanos en cuanto a profesión, a los astrofísicos. Estos últimos estudian la composición y la estructura de las estrellas. Los astrofísicos llegaron a la conclusión de que en el Universo el hidrógeno es el elemento número uno. Es el componente principal del Sol, de las estrellas, de las nebulosas y el "relleno" fundamental del espacio



interestelar. La proporción del hidrógeno en el Cosmos es mayor que la de todos los demás elementos químicos, a diferencia de la Tierra, donde constituye menos de uno por ciento.

Desde el hidrógeno, precisamente, los científicos extienden la larga cadena de transformaciones de los núcleos atómicos. Esta es la cadena que condujo a la formación de todos los elementos químicos, de todos los átomos, sin ninguna excepción. Nuestro Sol y los demás astros brillan porque en éstos se efectúan reacciones termonuclea-

res que transforman el hidrógeno en helio, desprendiéndose una enorme cantidad de energía. El hidrógeno es un químico distinguido en la Tierra y una eminencia en el Cosmos.

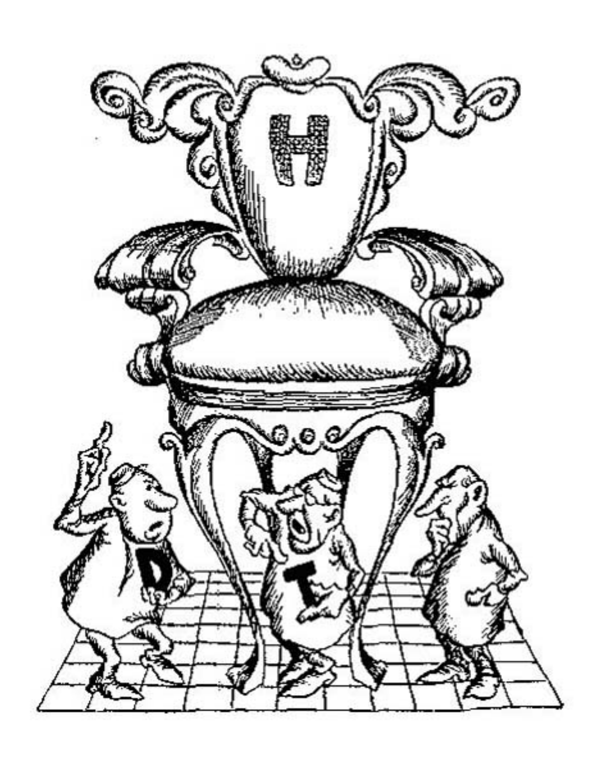
Citemos otra propiedad asombrosa de este elemento: el átomo de hidrógeno emite radiaciones con longitud de onda de 21 cm. Es la así llamada constante universal, porque es la misma para todo el Universo. Y los científicos están reflexionando si se puede organizar la comunicación por radio con otros mundos habitados, aprovechando la onda del hidrógeno. Si viven en esos mundos seres racionales, deben tener noción de esta constante: 21 centímetros.

¡Cuántos hidrógenos existen en la Tierra!

El galardón superior para un hombre de ciencia es el Premio Nobel. En el mundo hay un numeroso ejército de científicos, pero sólo a un poco más de cien se les ha otorgado ese honor. Por los descubrimientos más sobresalientes entre los más destacados.

En 1932 en esta lista honorífica fueron incluidos Murphy, Urey y Brickwedde.

Antes se consideraba que en la Tierra existía un solo hidrógeno, con peso atómico igual a la unidad. Murphy y sus colaboradores descubrieron al hermano del hidrógeno, que era dos veces más pesado que éste, el isótopo con peso atómico 2. Se llaman isótopos a aquellas variedades de átomos que tienen igual carga, pero distinto peso atómico. O, en otras palabras, los núcleos de los átomos de los isótopos contienen igual número de protones y diferente cantidad de neutrones. To-



dos los elementos químicos tienen sus isótopos: unos existen en la naturaleza, otros se obtuvieron artificialmente, mediante reacciones nucleares.

El isótopo de hidrógeno, cuyo núcleo es un protón desnudo, se denomina protio y se designa ^{1}H. Es el único ejemplo de un núcleo atómico que no contiene neutrones (otra propiedad, única en su género, del hidrógeno).

Si a ese protón solitario se añade un neutrón,

tenemos el núcleo del isótopo del hidrógeno pesado, el deuterio (^2H o D). El protio, en comparación con el deuterio, es mucho más abundante en la naturaleza, constituyendo más del 99 por ciento del total de hidrógeno.

Sin embargo, resulta que existe una tercera variedad de hidrógeno (con dos neutrones en el núcleo), el tritio (^3H o T). Nace incesantemente en la atmósfera por la acción de los rayos cósmicos. Nace para desaparecer con relativa rapidez. El tritio es radiactivo y, al desintegrarse, se transforma en isótopo del helio (helio-3). La proporción de tritio es despreciable: en toda la atmósfera de la Tierra, sólo seis gramos. Por cada 10 cm^3 de aire hay nada más que un átomo de tritio. No hace mucho que los científicos lograron obtener artificialmente otros dos isótopos de hidrógeno, aún más pesados: ^4H y ^5H. Estos son en sumo grado inestables.

El hecho de que el hidrógeno tiene isótopos no lo destaca entre otros elementos químicos; lo que le distingue es otra cosa: los isótopos de hidrógeno se diferencian marcadamente por sus propiedades, en primer lugar, por las físicas, mientras que los isótopos de otros elementos son casi indistinguibles.

Cada variedad de hidrógeno tiene su propio aspecto. Al participar en las reacciones químicas su comportamiento es diferente. El protio, por ejemplo, es más activo que el deuterio. Al analizar la conducta de los isótopos de hidrógeno, los científicos descubrieron una rama de la ciencia completamente nueva, la química de los isótopos. La química a que estamos acostumbrados tiene que tratar el elemento en su integridad, los isótopos en conjunto. La química de los isótopos se

ocupa de los isótopos en particular, ayudando a los investigadores a escudriñar los detalles más sutiles de los distintos procesos químicos.

Química = Física + Matemáticas

¿Qué diría usted de los constructores que primero erigen el edificio, lo techan y sólo después dan a los diseñadores el encargo de calcular si todo está construido correctamente?

Parece más bien un episodio del cuento sobre el Estado en el cual todo se hacía al revés...

Mas, precisamente, esto le ocurrió al sistema periódico de los elementos. Primero se erigió la Gran Casa y después se alojaron los elementos químicos en sus respectivas casillas. Los químicos tomaron la tabla de Mendeléiev como instrumento. No obstante, en el transcurso de muchos años no podían fundamentar, por qué se repiten periódicamente las propiedades de los elementos.

La explicación la dieron los físicos. Ellos calcularon la resistencia de la estructura del edificio del sistema de Mendeléiev y se puso de relieve una cosa muy notable: la construcción es perfectamente correcta; corresponde a todas las leyes de la "mecánica química". De modo, que lo único que se puede hacer es admirar la intuición verdaderamente genial de Mendeléiev, su intuición y su conocimiento profundo de la química.

Los físicos decidieron comenzar por el estudio detallado de la estructura del átomo.

El núcleo es el corazón del átomo. A su alrededor giran los electrones. El número de estos últimos es igual a las cargas positivas que hay en el núcleo. Por ejemplo, el hidrógeno tiene un electrón; el potasio, 19; el uranio, 92... ¿Qué

forma tiene su movimiento alrededor del núcleo? ¿Acaso es caótico, asemejando el de un enjambre de mariposas nocturnas revoloteando en torno de una bombilla? ¿O guarda cierto orden?

Para dilucidar este problema, los científicos tuvieron que valerse de nuevas teorías físicas y elaborar nuevos métodos matemáticos. El resultado obtenido fue que los electrones se mueven alrededor del núcleo disponiéndose en determinadas órbitas, cual planetas alrededor del Sol.

— ¿Cuántos electrones tiene cada órbita, una cantidad arbitraria o un número limitado? —preguntaron los químicos.

— Estrictamente limitado— contestaron los físicos. Todas las capas electrónicas tienen una capacidad finita.

Los físicos tienen sus símbolos para cada capa electrónica. Estos son las letras K, L, M, N, O, P, Q. Estas letras designan las capas en orden de su alejamiento del núcleo.

La física, junto con la matemática, señaló muy detalladamente cuántos electrones contiene cada una de las capas.

En la capa K puede haber no más de 2 electrones. El primero de éstos aparece en el átomo de hidrógeno y el segundo, en el de helio. Es por eso, precisamente, que el primer período de la tabla de Mendeléiev consta sólo de dos elementos.

La capa L es capaz de comprender un número más considerable de electrones, a saber: 8. El primer electrón de esta capa está presente en el átomo de litio y el último, en el átomo de neón. Los elementos desde el litio hasta el neón forman el segundo período del sistema de Mendeléiev.

¿Y cuántos electrones tienen las siguientes

capas? La capa M tiene 18; la N, 32; la O, 50; la P, 72, etc.

Si las capas electrónicas exteriores de dos elementos están estructuradas de la misma manera, entonces las propiedades de estos elementos son similares. Por ejemplo, la capa exterior del litio y sodio comprende un electrón. Por lo tanto, se alojan en el mismo grupo del sistema periódico, en el primero. En ese caso se ve que el número del grupo es igual al número de electrones valencia de los átomos de los elementos que forman parte de este grupo.

Se puede sacar la siguiente conclusión: las capas electrónicas exteriores de igual estructura se repiten periódicamente. Es por eso que se repiten periódicamente las propiedades de los elementos químicos.

Un poco más de matemática

La lógica es inherente a cualquier cosa. Incluso el fenómeno más incomprensible posee su lógica. Esta no siempre es perceptible a primera vista, entonces surge la disconformidad. Para cualquier teoría y cualquier hipótesis la disconformidad es una cosa bastante desagradable. O revela lo erróneo de la teoría, o bien hace pensar seriamente. Y con frecuencia, estas cavilaciones permiten penetrar más a fondo en la esencia de lo incomprensible.

Aducimos un ejemplo de una tal disconformidad. Sólo en los dos primeros períodos de la tabla de Mendeléiev se conserva la igualdad: cada uno de estos períodos contiene la misma cantidad de elementos como electrones hay en la capa electrónica exterior correspondiente. Así, en los áto-

mos de los elementos del primer período— hidrógeno y helio —se llena la capa K. Esta no puede comprender más de dos electrones y, por lo tanto, en el primer período figuran tan sólo dos elementos. En los átomos de los elementos del segundo período— desde el litio hasta el neón —se forma una capa completa de ocho electrones, por consiguiente, el segundo período contiene ocho elementos.

En adelante el cuadro se complica.

Calculemos cuántos elementos existen en los siguientes períodos. En el tercero, 8; en el cuarto, 18; en el quinto, 18; en el sexto, 32; en el séptimo (que por ahora está sin completar) también debe haber 32. ¿Y qué números revelan las capas correspondientes? Son completamente distintos: 18; 32; 50; 72. . .

¿Acaso nos hemos apresurado con la conclusión de que los físicos no descubrieron ningún defecto en el edificio del sistema periódico, cuando asumieron la tarea de explicar su estructura? ¡Qué bien sería, si los habitantes de cada piso de la Gran Casa completasen una capa electrónica determinada y este completo comenzase en el metal alcalino y terminase en el gas inerte! Entonces, la capacidad de un período se igualaría a la capacidad de la capa. . .

Desafortunadamente, tenemos que hablar en modo subjuntivo: "si fuese, sería. . .". Por ahora, el balance no coincide. El tercer período de la tabla de Mendeléiev contiene menos habitantes que electrones en la tercera capa, la M, etc., etc.

Una disconformidad lamentable. Empero, precisamente en esa discrepancia reside la respuesta al enigma de la esencia intrínseca del sistema periódico.

Fíjese: el tercer período terminó en el argón, pero la tercera capa de su átomo, la M, sigue sin completar, puesto que debe tener 18 electrones, mientras que por ahora comprende sólo 8. El argón es seguido por el potasio. El potasio es ya un elemento del cuarto período, el primer habitante del cuarto piso, y en vez de alojar el electrón de turno en la tercera capa, el átomo de potasio prefiere instalarlo en la cuarta capa, la N. No es una casualidad, sino una ley estricta establecida por los físicos. Simplemente, no pueden existir átomos cuya capa exterior tenga más de ocho electrones. La combinación de 8 electrones exteriores es una estructura muy sólida.

En el calcio, el vecino más próximo del potasio, al electrón de turno le es también más "provechoso" alojarse en la capa exterior. En este caso el átomo de calcio poseerá la menor reserva de energía, que con cualquier otra combinación de la distribución de los electrones. Mas ya el escandio, que sigue al calcio, pierde esa tendencia de completar la capa exterior del átomo. Su electrón "se zambulle" en la capa anterior no completa, la capa M. Y como ésta tiene diez sitios vacantes (ya sabemos que la capacidad máxima de la capa M constituye 18 electrones), en la serie de diez elementos sucesivos —del escandio al zinc— los átomos están completando la capa M. En fin, al llegar al zinc, todos los electrones de la capa M se ven juntos. Luego, la capa N vuelve a aceptar electrónes. Resulta que en ésta hay 8 electrones y tenemos el gas inerte kriptón. Con el rubidio la historia se repite: la quinta capa aparece antes de que se complete la cuarta.

Ese completo escalonado de las capas electrónicas es "la norma de conducta" para los habi-

tantes de la tabla de Mendeléiev, empezando por el cuarto período. Es la base del férreo reglamento de la Gran Casa de los elementos químicos.

Justamente a eso se debe que en la Casa se destaquen subsecciones principales y secundarias. Los elementos que completan las capas electrónicas exteriores integran los subgrupos principales, y los que lo hacen en las capas penúltimas, pertenecen a los secundarios.

Pero la cuarta capa, la N, no se forma de una vez. Al contrario, su completamiento se extiende a tres pisos de la Gran Casa. El primer electrón perteneciente a ella aparece en el potasio, inquilino de la casilla Nº19. Y el trigesimosegundo electrón penetra en esta capa tan sólo en el lutecio, cuyo número atómico es 71.

Como se puede ver, se reveló el aspecto positivo de la supuesta disconformidad. Al tratar de explicarla, junto con los físicos penetramos al fondo de la estructura del sistema periódico.

Cómo los químicos tropezaron con lo inesperado

Herbert Wells escribió una magnífica novela de ciencia ficción titulada "La guerra de los mundos", que trata de la invasión de la Tierra por los emisarios de Marte.

Recuérdese: murió el último de los marcianos, la vida en la Tierra empezó a tomar su curso normal y los científicos, recuperando las fuerzas después de la catástrofe, se apresuraron a investigar lo poco que quedó de los inesperados invasores procedentes del vecino planeta. Entre otras cosas investigaron el misterioso polvo negro que

sirvió a los marcianos para el exterminio de la vida en la Tierra.

Después de varios experimentos que no tuvieron éxito y terminaron con explosiones terribles, los científicos aclararon que la malvada substancia era una combinación del gas inerte argón con cierto elemento aún desconocido en la Tierra.

Pero en la época en que el gran fantasta redactó su obra, los químicos estaban completamente seguros de que el argón no puede en ningunas condiciones combinarse con ningún otro elemento. Esa convicción se basaba en muchísimos experimentos reales. Al argón lo llaman gas inerte. En griego "inerte" significa "inactivo". El argón forma parte de una falange de holgazanes químicos, integrada, además, por el helio, neón, kriptón, xenón y radón.

En el sistema periódico forman el llamado grupo cero, puesto que la valencia de estos elementos es igual a cero. Los átomos de los gases inertes no son capaces de entregar ni aceptar electrones.

¡Cuáles no fueron los métodos aplicados por los químicos con el fin de hacerlos reaccionar! Los calentaban hasta temperaturas tan altas que los metales más refractarios se convertían en líquido fogoso e hirviente; los enfriaban hasta tal punto que los transformaban en hielo; pasaban por ellos enormes descargas eléctricas: los sometían a la acción de los reactivos químicos más fuertes. ¡Todo en vano!

Allí, donde otros elementos hace mucho que se hubieran rendido, los gases inertes seguían impasibles. Parecía que decían a los investigadores: "No consumáis inútilmente tantas fuerzas.

No tenemos ningún deseo de entrar en reacción. Estamos por encima de todo eso". Por su altivez se les concedió otro título, el de "gases nobles". Pero en éste se siente cierto matiz irónico...

Crookes, que fue quien descubrió helio en los minerales terrestres, podía sentirse orgulloso: él regaló al mundo un nuevo elemento químico cuya existencia es completamente real.

¿¡Elemento químico!? Cuánto no daría sir William Crookes para conseguir que el helio se comportase como otros inquilinos de la tabla de Mendeléiev: que se combinase con el hidrógeno, oxígeno, azufre y que los reverendos profesores pudieran hablar desde sus cátedras de los óxidos y las sales de helio...

Pero el helio, el primero en el grupo de los gases inertes, no justificó las esperanzas. A finales del siglo pasado los compatriotas de Crookes, Ramsay y Rayleigh, descubrieron el neón, argón, kriptón y xenón. La lista de los holgazanes químicos fue concluida con el radón. Todos ellos eran elementos con sus pesos atómicos. Pero, palabra de honor, la mano no quería escribir al lado de "elemento argón" la palabra "químico".

Y los científicos desplazaron la altiva familia de los gases nobles a la periferia de la tabla de Mendeléiev, añadiendo a ésta una nueva sección, el grupo cero. Y en los manuales de química se fijó: entre los elementos químicos existen aquellos que no son capaces, en ningunas condiciones, de formar compuestos químicos.

A los científicos les daba pena que seis elementos (y no por su culpa) se vieran apartados de la esfera de la actividad de la química.

Solución que no daba consuelo

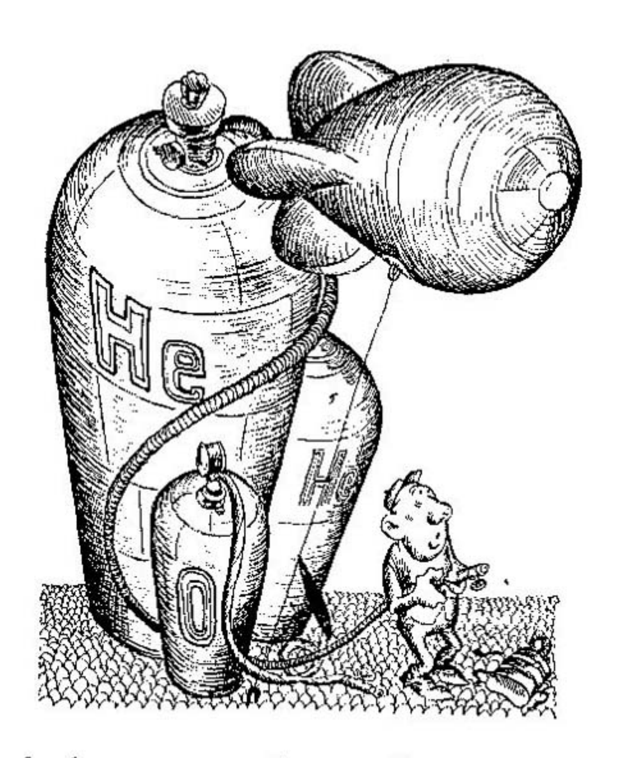
Al principio, incluso el propio D. Mendeléiev quedó desconcertado. Hasta sugirió la idea "salvadora" de que el argón no es un elemento nuevo, sino un compuesto peculiar del nitrógeno cuya molécula consta de tres átomos, N_3. A semejanza de como a la par de la molécula de oxígeno O_2 se conoce la molécula de ozono O_3.

Al fin y al cabo los hechos convencieron a Mendeléiev de su error y reconoció que Ramsay tenía la razón. En la actualidad, todos los manuales del mundo mencionan al científico inglés como el primer descubridor de la pléyade de los gases nobles. Y nadie intenta discutir este hecho.

. . . Durante veinte años estuvo encerrado en los calabozos de la Fortaleza de Schliesselburgo Nikolaí Morózov, miembro de "Naródnaya Volia". En los años de Poder Soviético llegó a ser hombre de ciencia de fama mundial. El lóbrego pozo de piedra no podía extinguir en él el vehemente deseo de creación científica. Trabajó constante y persistentemente, sugiriendo ideas e hipótesis audaces y originales. En la fortaleza, Morózov llevó a cabo una investigación consagrada al sistema periódico. En este trabajo predijo la existencia de elementos que deben ser químicamente inactivos.

Cuando Morózov fue liberado de la presión, los gases inertes ya habían sido descubiertos y encontraron su lugar en la tabla de Mendeléiev. . .

Se decía que poco antes de la muerte de Mendeléiev lo visitó Morózov y que los dos grandes compatriotas hablaron largo rato de la ley periódica. Lamentablemente, no se conoce el conteni-



do de su conversación y, evidentemente, no se revelaría nunca.

Mendeléiev murió poco antes de que se aclarara el misterio de la inactividad de los gases nobles. Este enigma consiste en lo siguiente.

Los físicos, que con tanta frecuencia acuden en ayuda de los químicos, establecieron que la capa exterior con ocho electrones es extraordinariamente estable. A su modo es una especie de límite de solidez a que tiende la capa electrónica. Por consiguiente, ésta no tiene ninguna razón

para perder o, en cambio, ganar electrones sobrantes.

He aquí la base de la "nobleza" de los gases inertes: 8 electrones en la capa exterior. O dos como en el caso del helio. Su capa de 2 electrones no cede por su solidez a la de 8 en otros holgazanes químicos.

También se aclaró para los químicos otra cosa: la adición del grupo cero a la tabla de Mendeléiev no es una medida forzada. Sin esa sección el sistema periódico parecería un edificio cuya construcción está sin terminar, puesto que cada período concluye con un gas inerte. Luego empieza a completarse la siguiente capa electrónica y se erige el piso de turno de la Gran Casa.

Como se ve, todo se explica con bastante sencillez. Los gases nobles, a pesar de su título aristocrático, mostraron cierta capacidad de actividad práctica: el helio se utiliza para llenar los aeróstatos y dirigibles, para combatir la enfermedad de los buzos, las luces de los letreros de argón y neón alumbran las calles nocturnas de las ciudades.

Bueno, ¿puede ser que los físicos dejaron algo sin pensar y calcular hasta el fin, y los químicos no aprovecharon todas sus armas que obligan a las substancias a reaccionar unas con otras?

En busca de una idea "loca" o cómo los gases inertes dejaron de serlo

— ¡Dos rectas paralelas nunca se intersecan! — afirmaba la geometría clásica por la boca del gran matemático de la Antigüedad Euclides.

— ¡No, tienen que intersecarse! — declaró a

mediados del siglo pasado el matemático ruso Nikolái Lobachevski.

Y nació una nueva geometría, la no euclidiana.

— ¡Delirio y fantasía! — así reaccionaron a su aparición muchos renombrados hombres de ciencia de aquel tiempo.

Sin embargo, sin la geometría de Lobachevski no hubiera podido desarrollarse la teoría de la relatividad, ni muchas ideas audaces que tratan de dilucidar a qué leyes está sujeta la estructura del Universo.

El escritor soviético Alexéi Tolstói escribió la novela "El hiperboloide del ingeniero Garin".

— Qué maravillosa fantasía — decían los críticos literarios de todo el mundo.

— Una fantasía que nunca puede volverse realidad — les hacían eco los científicos.

Le faltaron a Alexéi Tolstoí unos quince años de vida, para ver cómo de un cristal de rubí emanó un rayo de luz de un brillo y potencia nunca vistos y la palabra "láser" se hizo conocida no sólo entre los especialistas.

. . . Los químicos entusiastas seguían creyendo en la posibilidad de romper la obstinada resistencia de los gases inertes. Si se hojean las páginas, que ya empiezan a marchitarse, de las revistas científicas de los años veinte, treinta y cuarenta, se verán muchos artículos y noticias interesantes que confirman: los químicos no renunciaron a la idea de incorporar los gases inertes en la esfera de su actividad.

Estas páginas exponen fórmulas inusitadas que tratan de substancias fantásticas, compuestos de helio con mercurio, paladio, platino y otros metales. Todos estos compuestos tienen un solo



defecto, no son aquellos compuestos que se quería obtener. En ellos queda intacta la capa bielectrónica del helio y, además, pueden subsistir únicamente a una temperatura muy baja, en el reino del cero absoluto...

Seguimos hojeando las revistas químicas. Otra noticia: el químico soviético Nikitin obtuvo compuestos mucho más prosaicos del xenón y radón con agua, fenol y algunos otros líquidos orgánicos, $Xe \cdot 6H_2O$, $Rn \cdot 6H_2O$. Son estables en condiciones normales, no son difíciles de preparar, pero...

Pero, al igual que antes no tienen nada que ver con el enlace químico. Los átomos de xenón y radón defienden abnegadamente la perfección de sus capas exteriores: había 8 electrones, 8 electrones quedaron. Pasaron más de cincuenta años desde el descubrimiento de los gases inertes, mas "el carro sigue sin moverse".

...Terminará el siglo veinte, el más tormentoso y memorable de todos los que vivió la humanidad. Los científicos harán el balance de los progresos y las cumbres que habrá alcanzado en este siglo el pensamiento científico. Y en la lista interminable de los descubrimientos destacados ocupará un lugar notorio la "Obtención de los compuestos químicos de los gases inertes". Y un comentarista entusiasmado añadirá que fue uno de los descubrimientos más sensacionales.

¿Descubrimiento sensacional? ¡No me diga! Más bien es una historia romántica. O incluso una historia de cómo y con qué sencillez se puede a veces resolver un problema que durante decenios torturó a muchos científicos debido a su irresolubilidad...

En nuestros días la química recuerda un potente árbol con una inmensa copa en constante crecimiento. Un solo hombre ya es incapaz de estudiar una rama entera. Con frecuencia, el investigador invierte años para conocer detalladamente una ramita, un brote, un vástago apenas visible. Y de miles de tales estudios se compone el conocimiento sobre una u otra rama.

El químico canadiense Neil Bartlett estudiaba la "ramita" que era el compuesto llamado en el lenguaje químico hexafluoruro de platino, PtF_6. No era casual que el químico prestara tanta atención a esta substancia. Los compuestos de flúor con metales pesados son substancias muy interesantes, necesarias tanto para la ciencia como para la práctica humana. Por ejemplo, para separar los isótopos del uranio — uranio-235 y uranio-238 — de acuerdo con las necesidades de la energética nuclear. La separación de un isótopo del otro es un trabajo muy complicado, el hexafluoruro de

uranio, UF_6, los ayuda a clasificar. Además, los fluoruros de los metales pesados son substancias químicas muy activas.

Bartlett sometió el PtF_6 a la acción del oxígeno y obtuvo un compuesto muy interesante. Este contenía oxigeno en forma de molécula positiva O_2, es decir, en forma de molécula que perdió un electrón. ¿Qué hay aquí de extraño? Que es muy difícil separar un electrón de la molécula de oxígeno. Hace falta invertir una gran energía. El hexafluoruro de platino resultó ser susceptible de arrancar un electrón a la molécula de oxígeno.

Para separar un electrón de la capa exterior de los átomos de los gases inertes también se necesita mucha energía. Aquí se observa una regularidad: cuanto más pesado es el gas inerte, tanto menor es la energía necesaria. Resultó más fácil hacer que el átomo de xenón se despida de un electrón, que arrancar un electrón de la molécula de oxígeno.

Por consiguiente... ¡Aquí empieza lo más interesante! Bartlett decidió obligar al hexafluoruro de platino a que raptara un electrón al átomo de xenón. Sus esfuerzos se coronaron con el éxito: en 1962 vio la luz un compuesto químico de un gas inerte, el primero en el mundo. Su fórmula es $XePtF_6$. Además, es bastante estable, a diferencia de las exóticas combinaciones de helio con platino o mercurio.

Este grano, apenas visible, inmediatamente dio retoños que empezaron a crecer con la velocidad del bambú. Se formó una nueva rama de la química, la química de los gases inertes. Tan sólo ayer muchos científicos serios se mostraron escépticos; hoy, tienen en sus manos más de cincuenta verdaderos compuestos químicos de los ga-

ses inertes. Principalmente los fluoruros de xenón, kriptón y radón. La riqueza de la química del xenón sorprende. Se conocen cuatro fluoruros de éste: XeF_2, XeF_4, XeF_6 y XeF_8. No cada elemento "corriente" puede jactarse de tanta abundancia de estados de valencia.

En consecuencia, se desvaneció el mito sobre la inmutabilidad de la capa electrónica exterior de los gases nobles.

¿Cómo están estructuradas las moléculas de diferentes compuestos de los gases inertes? Los científicos, a duras penas, empiezan a esclarecerlo. Resulta que los átomos pueden poseer una reserva mucho mayor de fuerzas de valencia de lo que se suponía antes.

Las ideas anteriores sobre la valencia se basaban en el reconocimiento de una estabilidad e inmutabilidad especial de la capa de ocho electrones. Ahora científicos se ven obligados a reflexionar si todo está claro en esas teorías. Puede ser que Ud., estimado lector, junto con ellos descubrirá nuevas regularidades. . .

Nueva disconformidad y cómo vencerla

. . .Cuéntase que una vez vino a un instituto de investigación científica un hombre de aspecto pensativo con un portafolio voluminoso en las manos. Expuso ante los científicos sus papeluchos y con un tono que no podía soportar ninguna objeción, declaró:

— ¡La tabla de Mendeléiev debe tener sólo siete grupos de elementos, ni más ni menos!

— ¿Cómo puede ser esto? — se sorprendieron

los científicos que habían visto bastante cosas raras en su vida.

—Muy sencillo. El número "siete" encierra un gran sentido. Siete colores del arco iris, siete notas de la escala musical...

Los científicos entendieron que el hombre que se hallaba ante ellos no estaba del todo sano y trataron de convertir en broma las pretensiones del recién aparecido reconstructor de la tabla de Mendeléiev.

—No olvide que en la cabeza humana hay siete orificios — se sonrió uno.

—Y que hay uno que sabe más que siete — añadió otro. ... He aquí el caso que se dice ocurrió en uno de los institutos de Moscú.

Según parece, hubo un sinnúmero de casos análogos en la historia del sistema periódico. Uno tras otro fueron los intentos de recortarlo. A veces estos intentos tenían un sentido determinado pero en la mayoría de los casos derivaron de la tendencia de algunos autores a mostrarse originales.

En 1969 se celebró el centenario del gran descubrimiento. Y precisamente antes de esta fecha trascendental los químicos serios empezaron a pensar en la necesidad de reconstruir algo en el sistema periódico...

Hubo un tiempo en que los científicos no se atrevían a llamar químicos a los elementos del grupo cero. Ahora las cosas cambiaron. Ya era incómodo llamar inertes a los elementos de dicho grupo. Raras veces pasó un mes sin que aparecieran en las revistas químicas artículos dedicados a la química de los elementos inert..., perdón, del grupo cero. De distintos países llegaban noticias sobre la síntesis de nuevos compuestos



químicos del kriptón, xenón, radón... Xenón bi-, tetra- y hexavalente, kriptón tetravalente... Lo que hace unos diez o quince años parecían términos locos, ahora se han hecho palabras habituales.

—¡Sobre la tabla de Mendeléiev se cierne la pesadilla de los fluoruros de xenón! — exclamó espantado un famoso científico.

Aunque las palabras suenan exageradas, de todos modos hace falta desvanecer esta "pesadilla", y sin demora... Pero, ¡comó hacerlo?

Algunos proponen: "archivar" en la historia de la ciencia el concepto del "grupo cero" y ubicar todos los gases llamados "inertes" en el octavo grupo, ya que capa exterior contiene ocho electrones...

¡Un momento! El octavo grupo existe ya. Fue el propio Mendeléiev quien lo "incrustó" en la tabla. Este grupo incluye nueve elementos:

hierro, cobalto, níquel, rutenio, rodio, paladio, osmio, iridio y platino. Estos forman tríadas de elementos de transición.

Entonces, ¿qué hacer con este grupo?

En otras palabras, los químicos tropezaron cara a cara con un nuevo obstáculo. Los contornos de la tabla de Mendeléiev a que estamos acostumbrados están a punto de cambiarse.

Un viejo proverbio dice: "Siempre hay algo que estorba". El cambio de los contornos de la tabla lo impide el "viejo" octavo grupo. ¿A dónde desplazarlo?

Un poco de paciencia. Hablaremos más tarde de este asunto. A su debido tiempo.

El "omnívoro"

Así lo llamó el conocido científico soviético Alexandr Fersman. Pues no hay en el mundo elemento más furioso, no hay en la naturaleza substancia más activa químicamente que el héroe del presente ensayo. En general, no se encuentra en la naturaleza en estado libre, sino sólo en forma de combinaciones.

Su nombre es flúor, lo que en griego significa "destructor". Es otro calificativo que caracteriza las peculiaridades de este representante del séptimo grupo de la tabla de Mendeléiev.

Alguien dijo en una ocasión: "El camino hacia el flúor libre atravesó por tragedias humanas". No es una frase altisonante. Los hombres han descubierto y obtenido artificialmente más de cien elementos. En busca de nuevas substancias elementales los investigadores salvaron un sinnúmero de obstáculos, pasaron por una multitud de desilusiones, se vieron víctimas de faltas cu-

riosas. ¡Cuánto trabajo les costó a los científicos seguir las huellas de los elementos desconocidos!

Pero el flúor, el elemento flúor en estado libre, devoraba vidas. Larga es la lista fúnebre de los que perecieron durante los intentos de obtener flúor en estado libre. Cayeron víctimas del "omnívoro" el miembro de la Academia de Ciencias irlandesa Knox, el químico francés Niklesse, el investigador belga Lavette, y otros muchos sufrieron serios lesiones. Entre estos últimos mencionamos a los célebres químicos franceses Gay-Lussac y Thenard, el inglés Humphry Davy... Sin duda hubo otros investigadores desconocidos de quienes el flúor se vengó, por su atrevido intento de separarlo de sus compuestos.

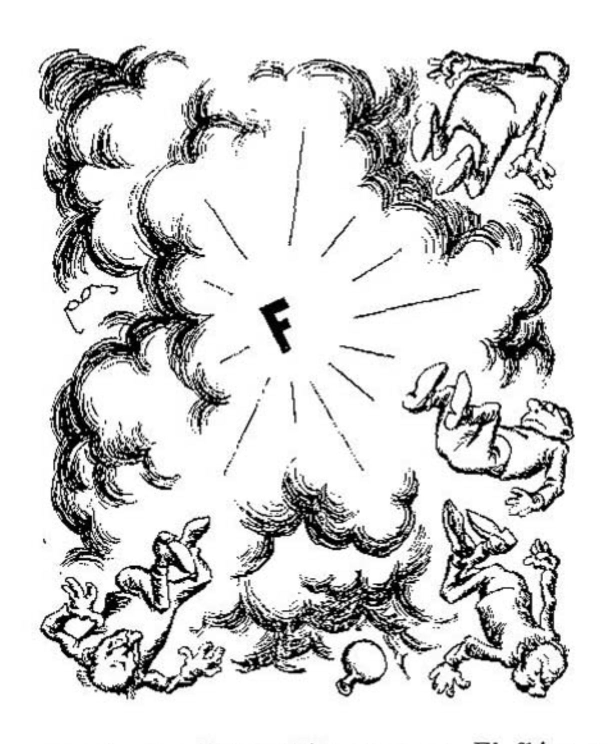
Cuando el 26 de junio de 1886 Henri Moissan informó a la Academia de Ciencias de París que por fin se había logrado obtener flúor libre, un ojo del químico lo cubría un vendaje negro...

El químico francés Moissan fue el primero en entender qué representa el elemento flúor en estado libre. Además, hay que reconocer que muchos químicos simplemente tenían miedo de trabajar con este elemento.

Los químicos del siglo XX encontraron métodos para dominar la furia del flúor y ponerlo al servicio de la humanidad. La química de este elemento llegó a ser una gran rama independiente de la química inorgánica.

El temible "espíritu maligno" encerrado en el flúor fue domado. Los trabajos de los numerosos combatientes por el flúor libre fueron remunerados con creces.

En muchos tipos de máquinas frigoríficas modernas como agente refrigerante se emplea el freón. Pero su nombre químico es mucho más



complicado: diclorodifluormetano. El flúor es su indispensable parte integrante.

Resulta que el "destructor" es capaz de formar compuestos que son, de hecho, indestructibles. No arden ni se pudren, no se disuelven en álcalis, ni en ácidos; es más, ni siquiera el propio flúor libre puede afectarlos; son casi indiferentes al frío glacial del Antártico y a los cambios bruscos de la temperatura. Unos de estos compuestos son líquidos, otros, sólidos. Su nombre común es fluoruros de carbono y son combi-

naciones que ni la propia naturaleza podía ingeniar. Fueron obtenidos por el hombre. La alianza entre el flúor y el carbono resultó ser muy útil. Los fluoruros de carbono se emplean como líquidos refrigerantes para motores, para impregnar telas especiales, como lubricantes con un plazo de acción muy prolongado, como aislantes y como materiales para construir diferentes aparatos de la industria química.

Cuando los científicos estaban explorando el camino para apoderarse de la energía del núcleo, necesitaban separar los isótopos del uranio: uranio-235 y uranio-238. Y, como ya hemos dicho, llegaron a resolver este complicadísimo problema con ayuda de un interesante compuesto: el hexafluoruro de uranio.

Fue precisamente el flúor el que ayudó a los químicos a demostrar que los gases inertes no son tan holgazanes como se consideró durante decenios. El primer compuesto de un gas inerte, el xenón, fue un compuesto fluorado.

Tales son los éxitos en la actividad laboral del flúor.

La "piedra filosofal" de Hennig Brand

En la época medioeval, vivió en la ciudad alemana de Hamburgo el negociante Hennig Brand. No sabemos hasta qué punto era ingenioso en su comercio: tampoco sabemos qué nociones tenía de la química, si era un aficionado o leía en las horas de asueto tratados científicos.

No obstante, no podía resistir la tentación de enriquecerse de golpe y porrazo. Lo único que le faltaba era poca cosa, tan sólo necesitaba hallar la decantada "piedra filosofal" que, según de-

cían los alquimistas, podía convertir en oro hasta un canto rodado.

...Pasaron los años. Los negociantes raras veces se acordaban ya del nombre de Brand, y si lo hacían, movían tristemente la cabeza. Mientras tanto Brand estaba enfrascado en disolver, mezclar, triturar, pasar por criba y calentar diferentes minerales y materias, y sus manos estaban cubiertas de quemaduras incurables producidas por ácidos y álcalis.

Una tarde la fortuna le sonrió al ex negociante. En el fondo de su retorta se depositó cierta substancia, blanca como la nieve. Ardía muy enérgicamente produciendo un humo denso y asfixiante. Pero lo más curioso era que tenía la propiedad de lucir en la oscuridad. Ésta luz fría era tan intensa que permitía leer los antiguos tratados alquímicos (ahora éstos sustituían los papeles de negocios de Brand).

...De este modo, por casualidad, fue descubierto un nuevo elemento químico, el fósforo, que en griego significa "que lleva luz".

El fósforo es el componente principal de muchos compuestos luminiscentes. ¿Se acuerda Ud. del famoso sabueso de los Baskerville que tanto tiempo fue cazado por Sherlock Holmes? Su boca estaba untada con fósforo.

No hay representante de la tabla de Mendeléiev que tenga esta propiedad tan peculiar.

El fósforo tiene un sinnúmero de valiosas e importantes propiedades.

El químico alemán Moleschott dijo en una ocasión: "Sin fósforo no existe pensamiento". En efecto, es así, porque los tejidos cerebrales contienen muchos compuestos complejos de fósforo.

Ni la propia vida puede existir sin fósforo. Sin

este elemento no podrían transcurrir los procesos respiratorios, ni los músculos podrían acumular reservas de energía. En fin, el fósforo es uno de los "ladrillos" más importantes de cualquier organismo vivo, ya que el componente principal de los huesos es el fosfato de calcio.

Ahora diga, ¿no es el fósforo una verdadera "piedra filosofal" que permite convertir lo inanimado en lo vivo?

Y, finalmente, ¿por qué luce el fósforo?

Por encima de un trocito de fósforo blanco hay una nube de vapor de fósforo. El vapor se oxida desprendiendo gran cantidad de energía. Esta excita los átomos de fósforo, debido a lo cual aparece la fosforescencia.

El olor a frescura o un ejemplo de cómo la cantidad pasa a calidad

¡Qué bien se respira después de una tormenta! El aire transparente parece que está impregnado de frescor.

Esto no es una figura poética; el hecho consiste en que los relámpagos engendran en la atmósfera gas ozono, que purifica el aire.

El ozono es el mismo oxígeno, pero su molécula en vez de dos átomos del elemento contiene tres. O_2 y O_3, un átomo de oxígeno más, un atomo menos, ¿qué importancia puede tener esto?

Resulta que la diferencia es enorme: el oxígeno corriente y el ozono son substancias muy distantes.

Sin oxígeno no hay vida. Al contrario, el ozono en grandes concentraciones es capaz de matar toda materia orgánica. No hay otro oxidante tan fuerte, con excepción del flúor, como el ozono. Al



combinarse con substancias orgánicas, las destruye de inmediato. Todos los metales atacados por el ozono (salvo el oro y el platino) se convierten en óxidos rápidamente.

El ozono tiene dos caras: es asesino de lo vivo y al mismo tiempo hace su aportación a la existencia de la vida en la Tierra.

Esta paradoja es de fácil explicación. La irradiación solar no es homogénea. De ella forman parte los llamados rayos ultravioleta. Si todos estos rayos hubieran alcanzado la superficie de la Tierra, la vida resultaría imposible, puesto que estos rayos dotados de una enorme energía son mortíferos para los organismos vivos.

Afortunadamente, hasta la superficie terrestre llega tan sólo una parte insignificante de irradiación ultravioleta del Sol. La mayor parte pierde su fuerza en la atmósfera, a la altura de unos 20-30 km. En esta frontera, la manta aérea

del Planeta contiene mucho ozono. Este, precisamente, absorbe los rayos ultravioleta (a propósito, una de las teorías modernas de la procedencia de la vida en la Tierra remonta la aparición de los primeros organismos a la época de formación de la capa de ozono en la atmósfera).

Los hombres necesitan de ozono en la Tierra, y, además, en grandes cantidades.

A los hombres —en primer lugar a los químicos— son muy necesarias miles y millares de toneladas de ozono.

La industria química estaría muy contenta de poder aprovechar la asombrosa capacidad oxidante del ozono.

Los que trabajan en la industria petrolera también recurrirían al ozono. El petróleo de muchos yacimientos contiene azufre. Y estos petróleos sulfurados causan muchas preocupaciones, porque destruyen en plazos muy cortos los aparatos e instalaciones, por ejemplo, las calderas de las centrales eléctricas. El ozono permitiría, más fácilmente, eliminar el azufre de tales petróleos. Por otra parte, a costa de este azufre se podría duplicar, o incluso, triplicar, la producción de ácido sulfúrico.

Bebemos agua clorada suministrada por los conductos de agua. Es inofensiva, pero su sabor está lejos de asemejarse al del agua de los manantiales. Si tratamos el agua potable con ozono, perecerán todas las bacterias patógenas y, además, el agua no tendrá ese gustillo molesto.

El ozono puede renovar neumáticos viejos, blanquear telas, celulosa y fibras. Y puede muchas cosas más. Es por eso que los hombres de ciencia e ingenieros trabajan para crear potentes ozonadores industriales.

Así es el ozono, O_3, que tiene no menos importancia que el O_2.

El pensamiento filosófico hace mucho que ha formulado uno de los principios dialécticos: el paso de los cambios cuantitativos a los cualitativos. El ejemplo del oxígeno y el ozono es una de las manifestaciones más marcadas de la dialéctica en la química. Los científicos conocen otra molécula de oxígeno que consta de cuatro átomos, O_4. Pero, a decir verdad, ese "cuarteto" es inestable en extremo y casi no se conoce nada sobre sus propiedades.

Tan simple y, sin embargo, tan asombroso...

Para la vida el agua es la substancia número uno. Su fórmula es muy simple: H_2O. Un átomo de oxígeno más dos átomos de hidrógeno. Se puede decir que es la primera fórmula química de la que uno se entera.

Intentemos imaginarnos qué aspecto tendría nuestro Planeta si de súbito quedase privado de agua.

...Lúgubres y vacías "ojeras" de las depresiones de los océanos y los mares cubiertos de una gruesa capa de sales antes disueltas en el agua. Lechos resecos de los ríos y manantiales sumidos en eterno silencio. Rocas desmoronándose hasta el polvo por falta de agua que ligaba sus componentes. Ningún arbusto, ni flor, ni ser viviente en la Tierra exánime. Y en lo alto, un cielo siniestro e insólito donde nunca, jamás, aparece ni siquiera una nubecilla solitaria.

El agua es, al parecer, el más simple de los compuestos, pero sin ella es imposible cual-

quier clase de vida, tanto racional como irracional.

Tratemos de aclarar el porqué de esto.

Ante todo, porque el agua es el más maravilloso de los compuestos químicos que hay en el mundo.

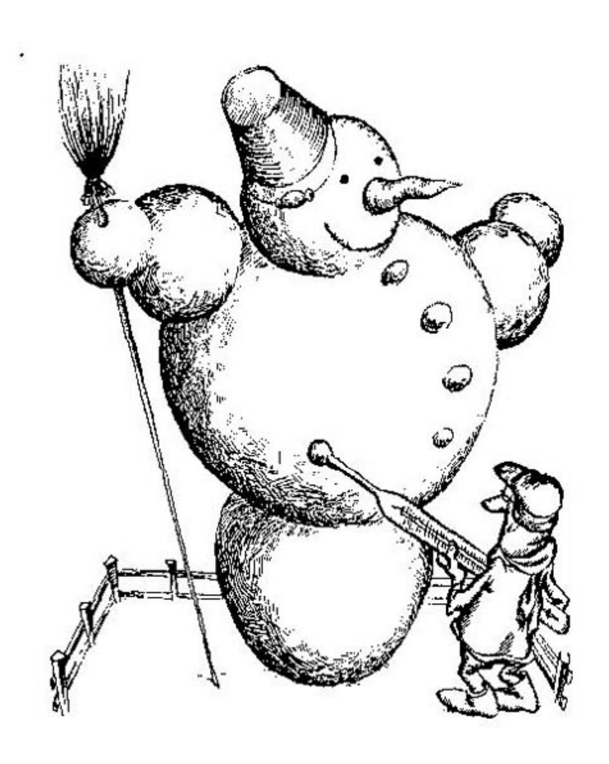
Cuando Celsio inventó el termómetro, se fundamentó en dos magnitudes, dos constantes: la temperatura de ebullición del agua y la temperatura de su congelación. La primera la igualó a 100 grados, y la segunda, a cero. Después dividió el intervalo entre estos puntos extremos en cien partes iguales. Así apareció el primer instrumento para medir la temperatura.

Pero, ¿qué habría pensado Celsio si se hubiera enterado de que el agua debía congelarse no a 0° y hervir no a 100°? Y sin embargo lo hace precisamente a estas temperaturas.

La ciencia moderna estableció que el agua se nos presenta como un grandísimo impostor. Es el compuesto más anómalo del globo.

Los científicos dicen que el agua debe hervir a una temperatura de 180 grados inferior, es decir, a 80 grados bajo cero. Por lo menos, el reglamento que rige en el sistema periódico le prescribe que hierva a esa temperatura antártica.

Las propiedades de los elementos que forman parte de uno u otro grupo del sistema periódico varían con cierta regularidad, cuando se pasa de los elementos ligeros a los pesados. Consideremos, por ejemplo, las temperaturas de ebullición. Tampoco varían por antojo las propiedades de los compuestos. Estas dependen de la posición, en la tabla de Mendeléiev, de los elementos que forman las moléculas. Entre otras, también las propiedades de los compuestos hidrogenados, o hidruros



de los elementos que pertenecen a un mismo grupo.

El agua se puede llamar hidruro de oxígeno. El oxígeno es miembro del sexto grupo. En este mismo grupo están alojados el azufre, selenio, telurio y polonio. Las moléculas de sus hidruros tienen la misma estructura que la molécula de agua: H_2S, H_2Se, H_2Te, H_2Po. Para cada uno de estos compuestos se conocen las temperaturas de ebullición que cambian con bastante regularidad al pasar del azufre a sus compañeros más pesados.

Pero la temperatura de ebullición del agua sobresale bruscamente en este grupo. Es mucho más alta de lo debido. Parece que el agua no quiere tomar en consideración las reglas establecidas en la tabla de Mendeléiev, desplazando a 180 grados el proceso de su transición a estado de vapor. Es la primera anomalía asombrosa del agua.

La segunda está relacionada con su congelación. Los estatutos del sistema periódico prescriben que el agua deba pasar a sólido a 100 grados bajo cero, empero, el agua infringe maliciosamente esta exigencia, convirtiéndose en hielo a cero grados.

Esa desobediencia del agua permite sacar la siguiente e interesante conclusión: el estado líquido y sólido del agua en la Tierra es anormal. De acuerdo con el "reglamento" debería encontrarse en forma de vapor. Imagínese el mundo en que el agua cumpla estrictamente las prescripciones del sistema periódico. Es un tema muy fecundo para los autores de obras de ciencia ficción. Estos pueden aprovechar este hecho, único en su género, para escribir numerosas novelas y narraciones sugestivas. Pero para nosotros, estimado lector, al igual que para los científicos, es una confirmación más del hecho de que la tabla de Mendeléiev es una construcción mucho más complicada de lo que puede parecer a primera vista, y que el genio de sus habitantes se asemeja, en grado sumo, al carácter de las personas. No se puede encerrar en marcos determinados. Y el carácter del agua es muy caprichoso...

Pero, ¿por qué?

Porque es muy peculiar la estructura de las moléculas del agua, gracias a lo cual éstas tienen una propiedad muy acusada de atraerse mu-

tuamente con gran fuerza. En vano buscaríamos en un vaso de agua moléculas solitarias. Las moléculas forman grupos que los científicos llaman asociaciones. Sería más correcto escribir la fórmula del agua de otro modo: $(H_2O)_n$, donde *n* designa el número de moléculas en la asociación.

Estos enlaces asociativos entre las moléculas del agua se pueden romper sólo con grandes esfuerzos. Por eso el agua se funde y hierve a temperaturas mucho más altas de lo que se podía esperar.

"El hielo naciente sobre las aguas del río"...

En 1912 se difundió por el mundo una triste noticia. Al chocar contra un iceberg se hundió el gigantesco barco de línea "Titanic". Los expertos explicaban de distinta forma las causas de la catástrofe, pero todos coincidieron en que el capitán, en la niebla, no divisó la enorme mole de hielo y al chocar con ésta el barco naufragó.

Si analizamos este acontecimiento funesto desde el punto de vista de un químico, llegaremos a una inesperada conclusión: El "Titanic" resultó ser víctima de la tercera anomalía del agua.

Los horripilantes témpanos de hielo, los "icebergs" que pesan decenas de miles de toneladas nadan como un corcho sobre la superficie del agua.

Esto ocurre, porque el hielo es más ligero que el agua.

Trátese de fundir cualquier metal y echar en la masa fundida otro fragmento de este mismo metal: éste se hundirá inmediatamente, puesto

que en estado sólido toda substancia tiene mayor densidad que en estado líquido: cualquiera, menos el hielo y el agua, que son una extraña excepción de esta regla. Sin esa excepción, todos los depósitos de agua de las latitudes medias se congelarían hasta el fondo, pereciendo todos los seres vivos que habitan estas aguas.

Recuérdese de los versos de Nekrásov:

> El hielo naciente sobre las aguas del río
> Cual blanco azúcar esparcido está. . .

Viene el gélido invierno y el hielo se robustece. Por el río se abre un camino invernal. Pero, como antes, bajo el hielo corren las aguas. El río no se congela hasta el fondo.

El hielo, es decir, el agua en estado sólido, es una substancia muy peculiar. Existen varios tipos de hielo. La naturaleza conoce sólo uno, el que se funde a cero grados centígrados. Mas los científicos en los laboratorios, al aplicar altas presiones, obtuvieron seis variedades más de hielo. La más fantástica de éstas, el hielo VII, se forma a una presión mayor de 21 700 atmósferas, y se puede llamar hielo incandescente. Se funde a 192 grados sobre cero y a la presión de 32 000 atmósferas.

Parece que no hay cuadro más trivial que aquel cuando el hielo se derrite. Sin embargo, ¡qué maravillas acompañan ese proceso!

Cualquier substancia sólida, después de su fusión, comienza a dilatarse. En cambio, el agua que se produce en el deshielo, se comporta de un modo completamente distinto: al principio se contrae y sólo en el caso de que siga aumentándose la temperatura, empieza a dilatarse. La causa de este fenómeno también reside en la propie-

dad de las moléculas de agua de atraerse mutuamente. Esta propiedad se manifiesta particularmente a cuatro grados sobre cero. Por lo tanto, a esta temperatura el agua tiene su máxima densidad; precisamente por esta razón nuestros ríos, lagos y estanques no se congelan hasta el fondo ni siquiera con los fríos más severos.

El hombre se alegra cuando viene la primavera y admira los bellos días del otoño dorado, el jovial tac-tac de las gotas cuando se derrite la nieve, y el traje purpúreo de los bosques. . .

¡Esto se debe a otra propiedad anómala del agua!

Para que el hielo se derrita, se necesita gran cantidad de calor. Incomparablemente más que para fundir cualquier otra substancia tomada en la misma cantidad.

Cuando el agua se congela, este calor vuelve a desprenderse. El hielo y la nieve, al devolver el calor absorbido, calientan la tierra y el aire. Amortiguan el brusco paso hacia los fríos del invierno y permiten que durante varias semanas reine el otoño. Al contrario, en la primavera retardan la llegada de días bochornosos.

¡Cuántas aguas existen en la Tierra!

Los científicos encontraron en la naturaleza tres isótopos de hidrógeno. Cada uno de éstos puede combinarse con oxígeno. Por consiguiente, se puede hablar de tres clases de agua: de protio, de deuterio y de tritio, o sea, H_2O, D_2O y T_2O.

Pero puede haber aguas "mixtas", cuando en la composición de la molécula entran, por ejemplo, el átomo de protio y el átomo de deuterio, o

el átomo de deuterio y el de tritio. Entonces la lista de las aguas aumenta en HDO, HTO y DTO.

Mas el oxígeno que entra en la composición del agua, es también una mezcla de tres isótopos: oxígeno-16, oxígeno-17 y oxígeno-18. Entre ellos, el más difundido es el primero.

Si tenemos en cuenta estas variedades del oxígeno, el número de aguas posibles crecerá en 12. Al tomar un poco de agua de un río o de un lago, es probable que Ud. no sospeche que la misma está constituida por 18 variedades distintas de agua.

El agua, dondequiera que la saquemos, es una mezcla de diferentes moléculas. Desde la más ligera, H_2O^{16}, hasta la más pesada, T_2O^{18}. Los químicos saben preparar cada una de estas dieciocho aguas en forma pura.

Los isótopos de hidrógeno se diferencian considerablemente por sus propiedades. ¿Y cómo se comportan los diversos tipos de agua? También tienen algunos rasgos distintos. Por ejemplo, se distinguen sus densidades y las temperaturas de congelación y de ebullición.

Al mismo tiempo, en la naturaleza, la composición de aguas distintas siempre y en todas partes es distinta.

Por ejemplo, el agua tomada del conducto contiene 150 g por tonelada de agua pesada de deuterio, D_2O. Y el agua del Pacífico la contiene en una cantidad algo mayor, cerca de 165 g. Una tonelada de hielo de los glaciares del Cáucaso tiene 7 g de agua pesada más que un metro cúbico del agua de los ríos. En una palabra, por doquier, el agua se distingue por su composición isotópica. Esto se debe a que en la naturaleza se desarrolla ininterrumpidamente el grandioso pro-

ceso del intercambio isotópico. Los diferentes isótopos del hidrógeno y oxígeno se sustituyen continuamente en condiciones diversas.

¿Hay otro compuesto natural que tenga un número tan grande, o mayor, de variedades? No, no lo hay.

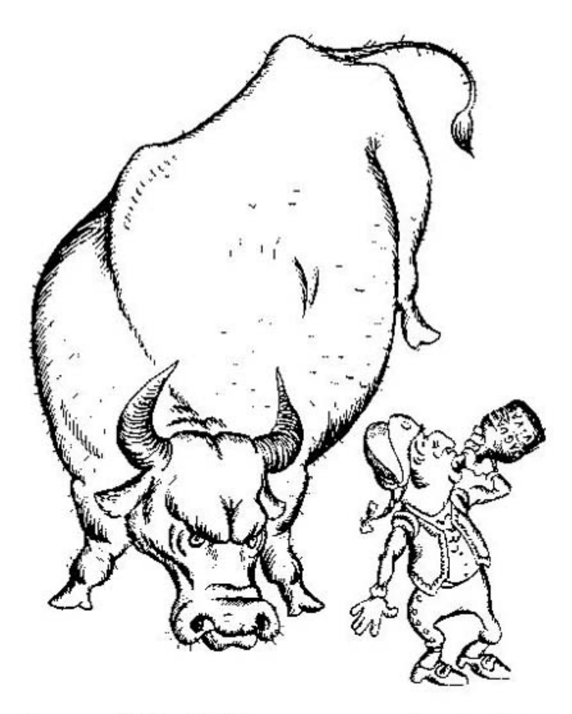
Está claro que principalmente tenemos que ver con el agua de protio. Pero no se puede pasar por alto las demás aguas. Algunas de éstas encuentran una vasta aplicación en la práctica, sobre todo, el agua pesada D_2O. Esta se utiliza en los reactores nucleares para el retardo de los neutrones que provocan la desintegración del uranio. Además, los científicos aprovechan distintas clases de agua en sus investigaciones de la química de los isótopos.

Llegamos a la conclusión de que existen 18 clases de agua, y ¿por qué no más? En efecto, resulta que las variedades de agua pueden ser más numerosas. No se olvide que además de los isótopos naturales del oxígeno existen también los radiactivos, preparados artificialmente: oxígeno-14, oxígeno-15, oxígeno-19 y oxígeno-20. Al mismo tiempo, hace poco que ha aumentado el número de hidrógenos: ya hemos hablado del ^4H y ^5H.

Basta tener en cuenta los isótopos artificiales del hidrógeno y oxígeno, y en la lista de todas las aguas posibles ya figurarán más de cien denominaciones. A propósito, si Ud. quiere, puede por su cuenta calcular fácilmente su número exacto. . .

Agua "viva", vivificante y omnipresente. . .

Por los innumerables cuentos de diferentes pueblos pasa como un hilo rojo la leyenda sobre



el agua "viva". Esta agua curaba las heridas y reavivaba a los muertos, convertía en audaz al cobarde y centuplicaba las fuerzas del valiente.

No es casual que el hombre adjudicara al agua estas propiedades mágicas. El hecho de que vivimos en la Tierra, que estamos rodeados por bosques verdes y campos en flor, que en verano paseamos en lanchas, que mojados por la lluvia corremos por los charcos y en invierno tomamos parte en las competiciones de esquiar y patinar: todo esto se debe a la presencia del agua. Más exactamente, a la propiedad que tienen sus molé-

culas de atraerse mutuamente, formando asociaciones. Es una de las condiciones de la aparición y el progreso de la vida en nuestro planeta.

La historia de la Tierra es, en primer término, la historia del agua. El agua cambiaba ininterrumpidamente y sigue cambiando la faz de nuestro planeta.

El agua es el químico más grande del mundo. Sin su participación no puede efectuarse ningún proceso químico: sea la formación de nuevas rocas y minerales, sea una complicadísima reacción bioquímica que se desarrolla en el organismo animal o vegetal.

Sin agua, los químicos no tendrían nada que hacer en sus laboratorios. Porque sólo en casos muy raros pueden pasársela sin agua al estudiar nuevas propiedades de las substancias y sus transformaciones y al sintetizar nuevos compuestos. El agua es uno de los mejores disolventes que se conocen. Y para obligar a reaccionar a muchas substancias, en primer lugar es necesario disolverlas.

¿Qué le sucede a una substancia cuando se disuelve? El agua debilita centenas de veces las fuerzas que actúan entre los átomos y las moléculas alojados en la superficie. Entonces, las moléculas y los átomos del cuerpo empiezan a separarse de su superficie y pasar al agua. En un vaso de té el terrón de azúcar se disgrega en moléculas aisladas. La sal común se disocia en partículas cargadas, iones de sodio y cloro. La estructura de la molécula de agua es tal que posee una propiedad muy fuerte de atraer a su lado los átomos y las moléculas del cuerpo que se disuelve. Esta propiedad es mucho más manifiesta que en la mayoría de otros disolventes.

No existe en la Tierra roca que pueda oponerse a la actividad destructora del agua. Incluso los granitos, lenta pero inevitablemente, se someten a su acción. Las impurezas que el agua disuelve van a parar a los mares y océanos. Esta es la razón por la cual el agua de estos gigantescos depósitos es salobre. No se olvide que hace centenares de millones de años su agua era dulce. . .

Los secretos de un carámbano. . .

Los niños sienten un deseo irresistible de cogerse un carámbano. ¡Son tan bonitas estas brillantes varillas de hielo!

De la mano de un niño el carámbano pasa inmediatamente a la boca. ¿Acaso es éste tan sabroso? Pero el niño se aflige seriamente, si se le priva de este placer.

¿Es esto un gentil antojo pueril? No, las cosas resultan ser mucho más serias.

En un laboratorio daban de beber a los pollos. Un grupo de pollos recibía agua común y corriente y el otro, la de deshielo, con trocitos de hielo no derretido.

Era un experimento de lo más sencillo, pero daba resultados sorprendentes. El agua corriente los pollos la tomaban tranquila y decentemente. Mientras tanto, al lado del platillo con agua de deshielo se armaba un verdadero escándalo. Los pollos se la tragaban ávidamente, como si se tratara de algo extraordinariamente sabroso.

Dentro de un mes y medio se pesó a los pollos experimentales y resultó que los que bebieron agua de deshielo eran más pesados, es decir, cobraron más peso en comparación con los que recibían agua corriente.

En una palabra, el agua de deshielo posee propiedades maravillosas. Es muy provechosa para los organismos vivos. ¿Por qué ocurre esto?

Al principio pensaron que la causa radica en que el agua de deshielo tiene más deuterio. Y el agua pesada en pequeñas concentraciones influye beneficamente en el desarrollo de los organismos vivos. Pero esta explicación era justa sólo en parte...

Ahora se está buscando otra solución basada en el propio proceso del deshielo.

El hielo tiene estructura cristalina. Sin embargo, el agua, en general, también es un cristal líquido. Sus moléculas no están dispuestas caóticamente sino que forman una estricta armazón calada, aunque estructurada de otro modo que la armazón del hielo.

Cuando el hielo se derrite, guarda durante largo rato su estructura primitiva. Y aunque el agua de deshielo, por su aspecto exterior, es un líquido, sus moléculas siguen manteniendo la armazón del hielo. Debido a esta circunstancia, la actividad química del agua de deshielo parece aumentar. Con mayor facilidad toma parte en muchos procesos bioquímicos. Al entrar en el organismo, se muestra más apta que la corriente para combinarse con distintas substancias.

Los científicos consideran que la estructura del agua contenida en el organismo es muy parecida a la del hielo. Por eso, el agua corriente que consume el organismo debe reestructurarse. En cambio, el agua de deshielo no necesita una tal reestructuración y el organismo puede ahorrar energía.

Al parecer, el papel que desempeña el agua de deshielo en la vida es muy importante.

Algo del campo de la lingüística o "dos grandes diferencias"

Sin palabras no existe el habla, sin letras no existen palabras. Empezamos el estudio de cualquier idioma por el alfabeto. En cada alfabeto figuran dos categorías de letras: las vocales y las consonantes. Sin las unas y las otras la sonora habla humana se hiciera añicos... A decir verdad, en una novela de ciencia ficción los habitantes de un ignoto planeta hablaban entre sí con sonidos que eran consonantes exclusivamente. ¡Pero qué cosas que no inventan los autores de ciencia ficción!

La naturaleza habla con nosotros en el lenguaje de compuestos químicos. Cualesquiera de éstos es una combinación peculiar de "letras" químicas, o sea, de los elementos que existen en la Tierra. El número de "palabras" que forman estas "letras" supera los 3 millones, mientras que las "letras" del "alfabeto" químico constituyen nada más que unas cien.

El "alfabeto" químico tiene sus vocales y consonantes; todos los elementos químicos desde antaño se dividen en dos grupos: metales y no metales.

La cantidad de los no metales es mucho menor que la de los metales. La relación entre ellos se parece al tanteo del baloncesto: 21:83... Al igual que en el habla humana donde las consonantes prevalecen mucho sobre las vocales.

En el lenguaje humano, la combinación de las vocales únicamente expresa raras veces algo inteligible, en la mayoría de los casos se asemeja a un aullido exento de sentido.

No obstante, en el lenguaje químico es muy



frecuente la unión de las vocales (no metales) por sí solo. Todo ser viviente de la Tierra debe su existencia precisamente a las combinaciones de los no metales unos con otros.

No es casual que los científicos llamen organógenos a los cuatro no metales principales, que son: el carbono, el nitrógeno, el oxígeno y el hidrógeno. Con eso quieren recalcar que estos elementos han engendrado la vida orgánica. Si a éstos les añadimos el fósforo y el azufre, resulta que prácticamente, esos seis "ladrillos" agotan el

juego de materiales que la naturaleza emplea para construir albúminas e hidratos de carbono, grasas y vitaminas, en una palabra, todos los compuestos químicos vitales.

Dos no metales — oxígeno y silicio (dos "vocales" del "alfabeto" químico) — al combinarse dan una substancia que en el lenguaje químico se escribe SiO_2 y se denomina dióxido de silicio. Esta substancia es el fundamento y apoyo de la tierra, una especie de cemento que impide que las rocas y minerales se disgreguen hasta el polvo.

No cuesta trabajo concluir la lista de las "vocales" del "alfabeto" químico, basta con incluir en ésta los halógenos, gases raros del grupo cero (helio y sus compañeros) y tres elementos no muy conocidos: el boro, selenio y telurio.

Mas incurriríamos en un error si dijéramos que todo lo vivo en la Tierra está construido sólo por los no metales.

Los científicos descubrieron en el organismo humano más de 70 elementos químicos diferentes: todos los no metales y muchos metales, comenzando por el hierro y terminando con los elementos radiactivos, incluyendo el uranio.

Los lingüistas discuten hace mucho el problema de por qué en el lenguaje humano las consonantes prevalecen sobre las vocales.

Los químicos tratan de dilucidar el problema de por qué en el sistema periódico existen esas "dos grandes diferencias": no metales y metales. En estos dos destacamentos caen a veces elementos muy ajenos uno del otro. Y, sin embargo, tienen entre sí cierto parecido.

¡Por qué "dos grandes diferencias"!

Cierto bromista dijo en una ocasión que las personas se distinguen de los animales, en primer lugar, por tener dos cualidades notables: el sentido del humor y el sentido de la experiencia histórica. El hombre puede reírse de su mala suerte y no cae dos veces en la misma trampa. Aquí cabe mencionar otra cualidad del hombre: la de plantearse la pregunta ¿por qué? y tratar de encontrar la respuesta.

Ahora nos valdremos precisamente de ese ¿por qué?

¿Por qué, por ejemplo, los no metales no están diseminados por los diferentes pisos de la Gran Casa, sino que se agrupan en un lugar determinado? ¿Por qué los metales son metales y los no metales son no metales? ¿qué diferencia existe entre ellos? Empezamos por el último "por qué".

Cuando dos elementos (por ahora, es indiferente cuáles) comienzan a interactuar químicamente, las capas electrónicas exteriores de sus átomos se reestructuran. El átomo de un elemento entrega sus electrones, y el otro, los acepta.

La diferencia entre los metales y los no metales reside precisamente en esa importantísima ley de la química.

Los no metales son susceptibles de efectuar dos acciones opuestas: por regla general son capaces tanto de ganar electrones, como de entregarlos. Su conducta es bastante flexible y, según las circunstancias, pueden cambiar de aspecto. De ser más provechoso ganar electrones, los no metales se presentan en forma de iones negativos. En caso contrario, salen a la luz los iones positi-

vos. Sólo el flúor y el oxígeno no quieren, prácticamente, mostrarse transigentes: únicamente aceptan electrones y nunca los entregan.

Los metales, en cambio, no son tan "diplomáticos", son más persistentes en sus tendencias. Su lema, que siguen con firmeza, es: entregar y sólo entregar electrones, convirtiéndose en iones positivos. Y en cuanto a ganar electrones sobrantes, esto no les conviene. Tal es la férrea norma de conducta que observan los elementos metálicos.

En esto radica la diferencia fundamental entre los metales y los no metales.

No obstante, los químicos de ojo escudriñador se las ingeniaron para encontrar una excepción incluso en esta regla tan estricta. Entre la sociedad de los metales hay caracteres caprichosos. Dos y (¡por ahora!) sólo dos metales acusaron una propiedad "no metálica". El astato y el renio (que habitan las casillas N° 85 y 75 respectivamente de la tabla de Mendeléiev) se conocen en forma de iones negativos univalentes. Este hecho parece que deja una pequeña mancha en la reputación de la familia de los metales tan asombrosamente organizada. . .

En resumidas cuentas, ¿cuáles átomos entregan con facilidad los electrones, y cuáles los aceptan fácilmente? Para los átomos en cuya capa exterior hay pocos electrones es más fácil entregarlos y los átomos con muchos electrones en la capa exterior prefieren aceptarlos, para obtener en esta capa ocho electrones. Los metales alcalinos tienen en la última órbita un solo electrón. Y les vale un comino perderlo. Hecho esto, se hace tangible la capa electrónica estable del gas noble vecino. Por esa razón, los metales alcalinos son los más activos químicamente entre todos los me-

tales conocidos. Y el más, pero más activo entre todos ellos, es el francio (casilla N° 87). Puesto que cuanto más pesado es el elemento en el grupo, tanto mayor es el tamaño de su átomo y tanto menor la fuerza con que el núcleo retiene el único electrón periférico.

En el reino de los no metales el más furioso es el flúor. Por su "esfera exterior" giran electrones. Para llegar a la perfección le falta precisamente el octavo. Y lo arranca ávidamente casi a cualquier elemento del sistema periódico; nada ni nadie puede resistir su sañuda embestida.

Otros no metales aceptan electrones con distinto grado de facilidad, algunos con mayor, otros con menor. Ahora se entiende por qué se agrupan principalmente en el ángulo derecho exterior de la tabla: en su periferia se concentran más electrones y ese cuadro puede presentarse sólo en los átomos próximos al final del período.

Otros dos "por qué"

¿Por qué en la Tierra los metales son tan numerosos y los no metales son pocos? ¿Por qué entre los metales existe mucho mayor parecido que entre los no metales? En efecto, es muy difícil confundir por el aspecto exterior el azufre y el fósforo, o el yodo y el carbono. Mas ni siquiera un ojo experto puede distinguir al instante qué metal está presente: niobio o tantalio, potasio o sodio, molibdeno o tungsteno.

. . .Al intercambiar de lugar los sumandos, la suma no se altera. Es uno de los principios básicos de la aritmética. Pero para la química, cuando empieza a desentrañar la estructura de las

capas electrónicas de los elementos, este principio está lejos de ser omnímodo.

Todo va como a la mano mientras se trata de los elementos del segundo y tercer período.

Cada elemento de estos períodos recibe a los nuevos electrones en la capa exterior de los átomos. Al añadirse el electrón de turno, resulta que el elemento acusa nuevas propiedades, distintas a las de su antecesor. El silicio no se parece al aluminio, ni el azufre al fósforo. Las propiedades metálicas muy rápidamente cambian por las no metálicas, a causa de que cuanto más electrones contiene el átomo en su capa exterior, tanto menor deseo manifiesta para perderlos.

Mas llegamos al cuarto período. El potasio y el calcio son metales típicos. Ahora mismo, tras ellos, deben aparacer los no metales.

¡Vana esperanza! ¡Qué desengaño! Comenzando por el escandio, los electrones de turno van a parar no a la última capa, sino a la penúltima. Los "sumandos" cambian de lugar, pero la "suma" también cambia. La suma de las propiedades de los elementos.

La penúltima capa es más reservada e influye en menor grado en las cualidades químicas específicas de los elementos que la exterior. La diferencia en su aspecto se hace menos pronunciada.

Parece que el escandio "recuerda" que su tercera capa electrónica quedó incompleta. Esta debe tener 18 electrones y sólo hay 10. El potasio y el calcio, al parecer, "se olvidaron" de ello y alojaron sus electrones de turno en la cuarta capa. Pero desde el escandio se restablece la justicia.

A lo largo de la serie de 10 elementos se va completando la penúltima capa. La exterior sigue sin cambiar. Esta última contiene nada más que

dos electrones; tal "escasez" de electrones en la órbita exterior del átomo es una peculiaridad de los metales. Por esta razón, en el "tramo" escandio-zinc sólo se encuentran metales: ¿qué motivo tienen para admitir en su capa exterior electrones en caso de formar combinaciones? Es que no poseen más que dos electrones exteriores. Al reaccionar con otros elementos, los primeros, de buena gana, se despiden de sus electrones y, además, no tienen nada en contra si hace falta sacarlos de la penúltima capa que se está completando. Por eso son susceptibles de manifestar distintas valencias positivas. Por ejemplo, el manganeso puede presentar valencia positiva igual a dos, tres, cuatro, seis e incluso siete.

El mismo cuadro se observa en los subsiguientes períodos de la tabla de Mendeléiev.

Precisamente es aquí donde reside el porqué son tan numerosos los metales y se parecen más unos a otros que los no metales.

Cierta inconcordancia

¿Ha oído alguien hablar sobre un oxígeno hexavalente? ¿O sobre un flúor heptavalente? ¡No! ¡Nadie y nunca!

De ningún modo queremos que se nos tome por pesimistas. Pero, sin lugar a dudas, declaramos: la química jamás tratará tales iones de oxígeno y flúor.

Estos elementos no ven ningún interés en perder de súbito tantos electrones. Es mucho más fácil añadirlos —uno o dos—, para formar una capa estable de ocho electrones. Por eso se conocen muy pocos compuestos en los que el oxígeno



manifieste valencia positiva. Por ejemplo, se logró obtener el óxido F_2O donde el oxígeno tiene valencia positiva igual a dos. Este hecho pertenece ya a la esfera del exotismo químico. Son también muy raros los compuestos del flúor electropositivo.

El "Reglamento de la Gran Casa" tiene un punto muy importante: la valencia positiva superior del elemento es igual al número del grupo donde éste se encuentra ubicado.

El oxígeno y el flúor infringen esta regla. Mientras tanto tienen su domicilio permanente en el sexto y el séptimo grupo, respectivamente. Y no hubo ocasión en que surgiera el problema de su mudanza, ya que por todos los demás aspectos la conducta química del oxígeno y del flúor no se diferencia en nada de la de sus vecinos más pesados en otros pisos de la Gran Casa.

No obstante, existe cierta inconcordancia. Los químicos están bien enterados de ella, mas no le

prestan gran atención. Ya que la arquitectura de la tabla de Mendeléiev no sufre ningún daño por culpa de ésta.

Lamentablemente, existe otra inconcordancia, y esta vez mucho más grave.

En la Edad Media los mineros encontraban a veces minerales extraños muy parecidos a los de hierro. Pero, ¡qué infortunio! Nunca lograron fundir hierro de esos minerales. Los mineros explicaron sus fracasos por las picardías de los duendes de las minas, los malvados enanos llamados "kobolds" y el viejo diablo guasón Nick.

Claro está, después se averiguó que los duendes no tienen nada que ver con eso. Los minerales sencillamente, no contenían hierro, sino otros dos metales parecidos al primero. En memoria de los antiguos errores se bautizó a los nuevos metales con los nombres de cobalto y níquel.

También en la Edad Media, a las orillas del río Pinto en la América del Sur, los conquistadores españoles encontraron una extraña substancia metálica, brillante y pesada, que no se disolvía en ningún ácido. El enigmático metal recibió el nombre de platino. Al pasar tres siglos se esclareció que el platino, en la naturaleza, siempre se halla en compañía de cinco satélites: rutenio, rodio, paladio, osmio e iridio. Estos seis metales sólo con dificultad se pueden distinguir uno del otro. Esa cohorte aliada se denominó familia del platino.

Llegó el momento de alojarlos en la Gran Casa.

De seguro, que Ud. está esperando una sugestiva narración de lo difícil que resultó hacer esto y cómo los científicos, paso a paso, salvaron estas dificultades grandes y pequeñas.

No. Todo resultó muy sencillo...

Arquitectura original

¿Tuvo Ud. la ocasión de ver una casa en la que todos los tramos y todas las secciones son iguales, que corresponden a un mismo proyecto, y sólo una es de distinta construcción? Como si la calculara y erigiera otro arquitecto, con otra fantasía creadora.

A lo mejor, nunca han visto algo semejante.

Mas la Gran Casa es precisamente un edificio bastante curioso. Mendeléiev dio a una de sus secciones esa estructura peculiar. Añadimos entre paréntesis, se vio obligado a proceder así.

Esta sección es el octavo grupo del sistema periódico. Los elementos que lo integran se disponen de a tres. Además, no en cada piso, sino sólo en los que corresponden a los grandes períodos de la tabla. En uno se ubican el hierro, el cobalto y el níquel, y en otros dos, los metales de la familia del platino.

Mendeléiev se esforzó mucho para encontrar para ellos lugares más convenientes. Pero no los encontró. Como resultado, tuvo que añadir al sistema periódico un grupo complementario, el octavo.

¿Por qué el octavo? Porque hasta aquel entonces como último figuraba el séptimo grupo perteneciente a los halógenos.

Pero en este caso el número del grupo desempeña un papel puramente formal.

En el octavo grupo, la valencia positiva igual a ocho es una rara excepción y no una regla. Sólo el rutenio y el osmio tratan arduamente de corresponder a esta exigencia: se conocen para ellos óxidos inestables Ru_4O y OsO_4. Los demás metales no pueden alcanzar esas "alturas", por

mucho que los científicos se esfuerzan en ayudarles.

Busquemos juntos la solución.

Préstese atención al siguiente hecho: los metales pertenecientes a la familia del platino sólo con gran dificultad entran en reacciones químicas. Por eso, en la actualidad, los químicos utilizan frecuentemente en los experimentos recipientes hechos de platino. El platino y sus acompañantes ocupan entre los metales un lugar parecido al de los "gases nobles". Y no es casual que desde hace mucho se les otorgara el título de "nobles". Además, en la naturaleza abundan en estado libre, nativo.

Ahora consideremos el hierro. El hierro común y corriente se comporta como un elemento de actividad química media, mas el hierro puro es muy estable.

(A propósito, es otro hecho que hace meditar. Puede ser que muchos elementos, y no sólo metales, en estado extrapuro se distinguen por su alta resistencia a las acciones químicas).

La "nobleza" de los metales de la familia del platino se debe no a la última, sino a la penúltima capa electrónica de sus átomos.

A ésta le falta muy poco para completarse, es decir, llenarse de 18 electrones. Resulta ser que la capa de 18 electrones tiene una estructura bastante sólida. Debido a ello, los métales de la familia del platino no tienen deseos de entregar electrones de esta capa, mas tampoco pueden aceptarlos porque en fin de cuentas son metales.

La explicación del asunto reside precisamente en esa "incertidumbre".

Sin embargo, el octavo grupo no corresponde muy bien con la lógica inherente a la tabla de

Mendeléiev. Con el fin de eliminar esa disconformidad, los químicos proponen unir los grupos ocho y cero en un sólo grupo. Y hacerlo de modo que los gases nobles constituyan su subgrupo principal y los elementos de las tríadas, el secundario. Ya han aparecido variantes de la tabla de elementos con semejante estructura en su parte derecha.

Sólo el futuro puede mostrar hasta qué punto es justo tal paso, pues el concepto de "grupo cero" solamente sirve para el kriptón, xenón y radón. En cuanto al helio, neón y argón, no se ha logrado obtener sus compuestos químicos y es muy dudoso que, en general, se obtengan.

Catorce hermanos gemelos

A éstos los llaman lantánidos. Porque todos ellos, catorce en total, se parecen al lantano y uno a otro casi como dos gotas de agua. Gracias a esa asombrosa semejanza química todos ellos se alojan en una sola casilla, la del lantano, que figura en la tabla con el número 57.

¿No puede haber aquí algún malentendido? Es que el propio Mendeléiev y otros muchos científicos discurrían que cada elemento debe ocupar su lugar único y estrictamente determinado en el sistema periódico.

Mas en este caso, en una casilla se atropellaron una decena y media de inquilinos, y todos ellos resultaron elementos del tercer grupo y del sexto período.

¿Se puede hacer el intento de distribuirlos por otros grupos?

Sí. Muchos químicos, entre ellos el propio Mendeléiev, trataron de hacerlo. El cerio se alojaba

en el cuarto grupo; el praseodimio, en el quinto; el neodimio, en el sexto, etc. Pero todas estas distribuciones carecían de lógica. En los subgrupos principales y secundarios de la tabla de Mendeléiev se ubican elementos semejantes. Y el cerio no tenía nada que ver con el circonio; el praseodimio y neodimio eran forasteros con respecto al niobio y molibdeno. Otros elementos de tierras raras (es el nombre común del lantano y los lantánidos) tampoco encontraron parientes en los respectivos grupos. En cambio, son muy parecidos entre sí, al igual que hermanos gemelos.

Cuando a los químicos se les preguntaba en qué casillas de la tabla debían de alojarse los lantánidos, indecisos, se encogían de hombros. Además, qué podían contestar, si no sabían la causa del sorprendente parecido de estos elementos.

Mas la explicación resultó ser muy simple. El sistema periódico incluye grupos de elementos muy interesantes cuyos átomos tienen una estructura en sumo grado peculiar. En estos átomos los electrones de turno no van a parar a la capa exterior, ni siquiera a la penúltima, sino sujetos a las estrictas leyes de la física, penetran hasta la tercera capa, contando desde la exterior.

En esta tercera capa se sienten muy a sus anchas y no quieren abandonar sus sitios en ningunas circunstancias, participando en las reacciones químicas sólo en casos excepcionales.

Esta es la razón por la cual todos los lantánidos, por regla general, son por excelencia trivalentes. Por cuanto tienen en sus capas exteriores 3 electrones.

Tampoco es casual que los lantánidos sean catorce, ni más ni menos. En la tercera capa, desde la exterior, que es la que se completa en sus

átomos, existen catorce sitios vacantes que antes han quedado sin llenar.

Es por eso que los químicos creyeron posible alojar a todos los lantánidos en una sola casilla, junto con el lantano. A decir verdad, no consideramos que es un método irreprochable, ya que al colocar los lantánidos en una misma casilla parece que los aislamos. Sin embargo, este procedimiento refleja manifiestamente lo específico de sus propiedades.

El mundo de los metales y sus paradojas

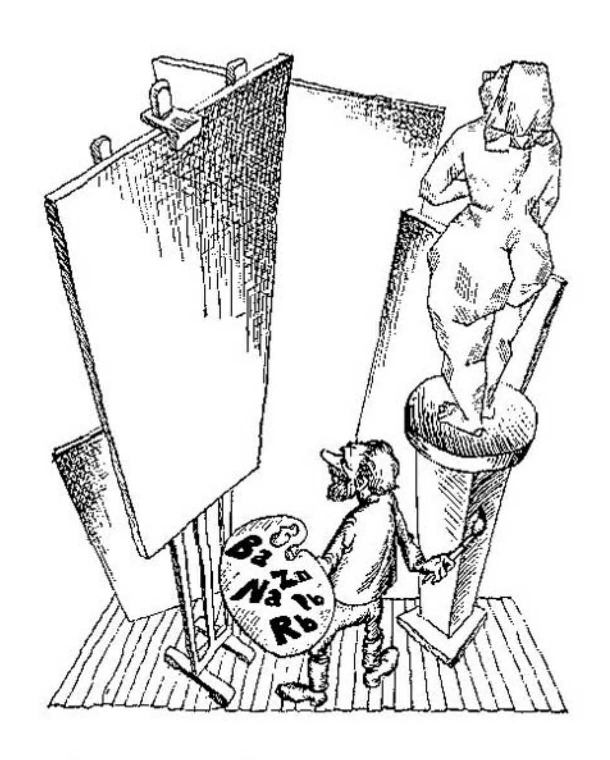
Más de ocho decenas de elementos del sistema periódico son metales. En su conjunto, se parecen más unos a otros que los no metales. Sin embargo, son innumerables las sorpresas que acechan a uno en el reino metálico.

Por ejemplo, ¿de qué color son los distintos metales?

Los metalúrgicos no se cansan en repetir que hay metales ferrosos y no ferrosos. A los ferrosos pertenecen el hierro y sus aleaciones. A los no ferrosos, todos los demás, excepto los nobles: "sus majestades" plata, oro, platino y su séquito.

Esta división es muy burda y los propios metales se pronuncian categóricamente contra una tal igualación.

A cada metal le es propio su matiz especial. Cada fondo metálico— sea oscuro, mate o argentino —tiene su tinte determinado. Los científicos se aseguraron de ello al estudiar los metales en el estado muy puro. Resulta que la mayoría de los metales expuestos al aire se recubren, tarde o temprano, con una finísima película de óxido que vela su verdadera coloración. En cambio, los



metales puros revelan una riquísima gama de colores.

Un ojo atento distingue metales con matices azulencos, azul celeste, verdoso, rojizo y amarillento, metales de color gris oscuro como el agua del mar en un sombrío día otoñal, y brillantes y argentinos, reflejando cual un espejo los rayos del sol.

El color de un metal depende de muchas causas, entre ellas, del modo de su tratamiento. Un metal preparado por aglomeración de su polvo y

el mismo metal obtenido en forma de lingote tienen aspecto muy diferente.

Cuando los metales se comparan por el peso se distinguen metales ligeros, medios y pesados. Entre esas "categorías ponderales" existen sus campeones.

El litio, el sodio y el potasio no se hunden en el agua. Son más livianos que ésta. Por ejemplo, la densidad del litio es casi dos veces menor que la del agua, tomada por unidad. Si el litio no fuese un elemento tan activo, podría servir de magnífico material para las más diversas estructuras. ¡Figúrese un barco o un automóvil fabricado completamente con litio! Por desgracia, la química pone su veto sobre esa tentadora posibilidad.

El "campeón absoluto" por el peso entre los metales es el osmio. Un centímetro cúbico de ese noble metal pesa 22,6 gramos. Para equilibrar un cubo de osmio, en el otro platillo de la balanza habría que colocar, digamos, tres cubos de cobre, dos de plomo o cuatro de itrio. Indices igualmente altos acusan los vecinos más próximos del osmio: el platino y el iridio. Los metales nobles resultan ser los más pesados.

La dureza de los metales es proverbial. De una persona con voluntad y con principios se dice que tiene "carácter férreo". Mas en el mundo de los metales el asunto resulta algo distinto.

El hierro de ningún modo se cotiza como modelo de dureza. En este caso la palma la gana el cromo que en cuanto a dureza cede muy poco ante el diamante. Nótese aquí otra paradoja: entre los elementos químicos los metales están lejos de ser los campeones de dureza. En la escala de la dureza comparativa el primer lugar lo

ocupan el carbono en forma de diamante y el boro cristalino. El hierro es más bien un metal blando. Es dos veces menos duro que el cromo. En cuanto a nuestros conocidos ligeros— los metales alcalinos—, éstos son casi tan blandos como la cera.

Metales líquidos y un metal gaseoso (¡!)

Todos los metales son cuerpos sólidos, sólidos en tal o cual grado. Es una regla general. Sin embargo, existen excepciones de esta regla.

Algunos metales son más bien líquidos. Los granos de galio o de cesio se podrían derretir fácilmente en la palma de la mano, ya que su temperatura de fundición no excede de 30°C. El francio, que hasta ahora no se ha obtenido en forma de metal puro, se fundiría en cualquier local con temperatura ambiente. Y el mercurio, tan bien conocido por todos, es un ejemplo clásico de un metal líquido. Se congela a —39°C, razón por la cual se aplica en la fabricación de los más diversos termómetros.

A este respecto, el galio resulta ser un rival serio del mercurio, debido o las siguientes circunstancias. El mercurio hierve a temperatura relativamente baja, aproximadamente a 300°C. Por consiguiente, es imposible medir altas temperaturas empleando termómetros de mercurio. En cambio, para evaporizar el galio se necesitan unos 2000°C. No hay otro metal que puede permanecer en estado líquido en un intervalo tan grande, tener tanta diferencia entre las temperaturas de fundición y de ebullición. El galio es la única excepción. Debido a esa propiedad es un verdadero hallazgo para fabricar termómetros destinados a medir altas temperaturas.



Por añadidura, hablaremos de otro rasgo, que parece fantástico. Los científicos demostraron teóricamente que si existiera el análogo pesado de mercurio (un elemento con el número atómico 112, desconocido en la Tierra, inquilino del séptimo piso de la Gran Casa), su estado natural en condiciones normales sería el gaseoso. ¡Gas que tendría propiedades químicas de un metal! ¿Llegará el tiempo en que los científicos conocerán algo tan extraordinario?

El alambre de plomo se puede fundir a la llama de un fósforo. La hoja de estaño introducida en el fuego, al instante se convierte en una gota de estaño líquido. En cambio, para transformar en líquido el tungsteno, tantalio o renio es necesario elevar la temperatura por encima de 3 000°C. Estos metales son más difíciles de fundir que todos los demás. Esta es la causa del porqué

los filamentos de incandescencia de las bombillas eléctricas se hacen de tungsteno y renio.

Las temperaturas de ebullición de algunos metales alcanzan valores verdaderamente fantásticos. Por ejemplo, el hafnio hierve a 5400°C (¡!); ésta es casi la temperatura de la superficie del Sol.

Compuestos insólitos

¿Cuál era el primer compuesto químico preparado conscientemente por el hombre?

Los historiadores no pueden contestar a esta pregunta con plena certidumbre.

Nosotros nos arriesgamos a sentar nuestra propia hipótesis.

La primera substancia que los hombres prepararon sabiendo de antemano lo que querían obtener era... la composición de dos metales, de cobre y estaño. Concienzudamente no empleamos la palabra "química", ya que la combinación de cobre y estaño (que es el bronce común y corriente, por todos conocido) es un compuesto insólito. Se denomina aleación.

Los hombres de antaño primero aprendieron a fundir los metales a partir de las menas, y sólo después, alearlos unos con otros.

De esta forma, a los albores de la civilización aparecieron los gérmenes de una de las ramas de la futura ciencia química. Ahora se llama química de los metales.

La estructura de las combinaciones de los metales con los no metales se determina actualmente por la valencia de los elementos integrantes. Por ejemplo, la molécula de la sal común contiene sodio univalente positivo y cloro univalente negativo. En la molécula de amoníaco

NH_3 el nitrógeno trivalente negativo está combinado con tres átomos de hidrógeno univalentes positivos.

Las combinaciones de los metales, unos con otros (se llaman compuestos intermetálicos), generalmente no obedecen las leyes de valencia. Su composición no está ligada con la valencia de los elementos reaccionantes. Por eso, las fórmulas estequiométricas de los compuestos intermetálicos tienen un aspecto bastante raro, por ejemplo: $MgZn_5$, KCd_7, $NaZn_{12}$, etc., etc. Este mismo par de metales puede formar con frecuencia varios productos intermetálicos, por ejemplo, el sodio con el estaño dan nueve de esas formaciones extrañas.

Como regla, los metales pueden interactuar entre ellos en estado fundido. Pero no siempre los metales, que se mezclan al fundirse, forman compuestos químicos. A veces un metal simplemente se disuelve en el otro. Se forma una mezcla homogénea de composición indefinida que no se puede expresar con una fórmula química precisa. Tal mezcla se denomina solución sólida.

Existe un sinnúmero de aleaciones. No hay nadie quien asuma el trabajo de calcular, aunque aproximadamente, cuántas ya se conocen y cuántas se pueden obtener, en general. En este caso "se trata" de millones, al igual que en el mundo de los compuestos orgánicos.

Se conocen aleaciones que se componen de una buena decena de metales y cada nuevo componente influye a su modo en las propiedades de la aleación. También se conocen aleaciones que constan de dos metales — bimetálicas — ,en las cuales las propiedades son distintas según varíen las cantidades de los componentes tomados.

Unos metales se alean con gran facilidad y en cualquier proporción. Tales son el bronce y el latón (aleación del cobre y el zinc). Otros se oponen a formar aleaciones, cualesquiera que sean las condiciones, por ejemplo, el cobre con el wolframio. Los científicos, no obstante, prepararon su aleación, pero por un camino inusual, empleando el procedimiento de la llamada metalurgia de polvos: aglomerando los polvos de cobre y wolframio bajo presión.

Existen aleaciones que son líquidos a temperatura ambiente y aleaciones de extraordinaria termoestabilidad que la técnica cósmica emplea de buena gana. Finalmente, hay muchas aleaciones que no se destruyen ni por la acción de los agentes químicos más fuertes, y también otras que por su dureza ceden muy poco al diamante. . .

El primer "programista" de la química

Las máquinas cibernéticas saben hacer muchas cosas. Aprendieron a jugar ajedrez, pronosticar el tiempo, revelar lo que ocurre en las entrañas de las lejanas estrellas, verificar cálculos complejos hasta lo inconcebible. Lo único que se necesita es saber designarles el programa de operaciones. Cada día se hace más íntima la amistad entre la cibernética y la gran química. Surgen enormes plantas automatizadas controladas por computadoras electrónicas. Estas máquinas permiten a los investigadores escudriñar la esencia de muchos procesos químicos antes de que estos procesos se realicen en la práctica. . .

Pero los químicos disponen de una máquina "cibernética" completamente inusitada. Esta fue descubierta hace cien años, cuando la propia pa-

labra "cibernética" no existía en los idiomas de los pueblos del mundo.

Esta maravillosa máquina es el sistema periódico de los elementos.

El sistema periódico permitió a los científicos hacer cosas a las cuales antes no se arriesgaban ni los investigadores más atrevidos. Este sistema dio la posibilidad de predecir la existencia de los elementos aún ignotos, aún no descubiertos en los laboratorios. Y no sólo predecir la existencia. Aportó datos sobre cuáles propiedades poseerían estos forasteros. Si serían metales o no metales. Si serían pesados como el plomo o ligeros como el sodio. En qué minerales y menas terrestres haría falta buscar elementos desconocidos. La "máquina cibernética" ingeniada por D. Mendeléiev daba respuesta incluso a estas preguntas.

En 1875 el científico francés Lecoq de Boisbaudran comunicó a sus colegas una noticia importante. En la mena de zinc logró descubrir los indicios de un nuevo elemento, un pequeño granito cuyo peso no superaba 1 gramo. El experto investigador estudió en todos los aspectos las propiedades del galio (tal fue el nombre con que se bautizó al recién nacido), y, como se suele hacer, publicó un artículo al respecto.

No tardó mucho en recibir por correo una carta sellada en San-Petersburgo. El breve mensaje le comunicaba a Boisbaudran que su correspondiente está plena y perfectamente de acuerdo con sus resultados, menos en un detalle: el peso específico del galio no debe ser 4,7 sino 5,9.

Firmaba la carta: D. Mendeléiev.

Boisbaudran se inquietó. ¿Es posible que el titán ruso de la química se le adelantó en el descubrimiento del nuevo elemento?

No. Mendeléiev no tuvo galio entre sus manos. La cosa era más sencilla: supo manejar diestramente el sistema periódico. El gran químico ya sabía que en su tabla, en el sitio que ocupó el galio, debería alojarse tarde o temprano un elemento desconocido. El nombre previo que le dio Mendeléiev era ekaaluminio y, conociendo las propiedades de sus vecinos en el sistema periódico, vaticinó con extraordinaria precisión su naturaleza química. . .

De este modo, Mendeléiev llegó a ser el primer "programista" de la química. Hubo otra buena decena de elementos desconocidos cuya existencia Mendeléiev predijo y cuyas propiedades describió con mayor o menor plenitud. Sus nombres son: escandio, germanio, polonio, astato, hafnio, renio, tecnecio, francio, radio, actinio y protactinio. En 1925 la mayoría de estos elementos ya estaban descubiertos.

Breves palabras sobre el renio

Las propiedades de este elemento las predijo Mendeléiev, que lo denominó dvimanganeso. En el sistema periódico debía ocupar el lugar entre el tantalio y el osmio como análogo pesado de manganeso. Cuando la ley periódica obtuvo su fundamentación física, se puso de manifiesto que el número atómico del dvimanganeso es 75.

Sus búsquedas en la naturaleza duraron largo tiempo. Reiteradas veces en las páginas de las revistas científicas aparecieron notas sobre el descubrimiento del elemento desconocido, pero estas informaciones siempre se refutaron. Era posible que el dvimanganeso hubiera sido descubierto ya una vez a finales del siglo pasado. El

científico ruso Kern insistía con tenacidad que había logrado descubrir este análogo misterioso del manganeso. Kern le dio el nombre de davio, en honor del gran químico inglés Humphry Davy, y describió varias reacciones analíticas características para este elemento. Sin embargo, pronto el davio fue olvidado. Mas cabe señalar que, cuando el elemento número setenta y cinco fue descubierto efectivamente, se puso de relieve una cosa sorprendente: acusa las mismas reacciones analíticas que Kern describió para el davio.

El verdadero descubrimiento del elemento N° 75 es una brillante demostración del "poder vaticinador" del sistema periódico. Los autores de este descubrimiento son los famosos químicos alemanes Ida y Walter Noddack ayudados en su trabajo por el físico Otto Berg, especialista en espectros de rayos X. Al principio los investigadores, haciendo uso del sistema periódico, formularon un pronóstico muy detallado de las posibles propiedades del elemento N° 75 y de sus compuestos principales. Después limitaron el círculo de los minerales en que era conveniente buscarlo (los Noddack se conocen en la historia de la ciencia también como geoquímicos eminentes). Por fin, eligieron el método de búsqueda. Según su opinión el más conveniente era el método del análisis roentgenoespectral.

Los trabajos de los Noddack y Berg son un ejemplo de labor titánica y servicio abnegado a la ciencia. Durante varios años analizaron más de un millar de diferentes minerales y aproximadamente sesenta meteoritos. En 1925 sus experimentos se coronaron con el éxito. Los científicos mostraron el espectro de rayos X del nuevo elemento al que dieron el nombre de renio. Dos

años después en el laboratorio químico los Noddack ya tenían acumulados 100 mg de renio.

¿Por qué durante tanto tiempo el renio permaneció inalcanzable?

El asunto reside en que, según la clasificación geoquímica, el renio pertenece al número de los llamados elementos dispersos. Estos elementos tienen minerales propios sólo en casos excepcionales (y el renio no los tiene). Por esta razón se encuentran sólo como impurezas insignificantes en los minerales de otros elementos. Además, el renio es un elemento muy raro: una tonelada de la corteza terrestre contiene nada más que 10 mg del septuagésimo quinto.

No obstante, en la actualidad el renio encuentra una extensa aplicación en la esfera de la electrotecnia y en la obtención de aleaciones resistentes a los ácidos y termorresistentes, se emplea como catalizador en la industria química y en la fotografía en colores.

La "máquina cibernética" se ha detenido

En la tercera década de nuestro siglo, la química y la física podían ostentar grandiosos éxitos. Se diría, que en sólo dos decenios estas ciencias lograron más que durante toda la historia precedente de la humanidad.

Sin embargo, en cuanto al descubrimiento de nuevos elementos, el asunto se estancó. En el sistema periódico quedaron varias "lagunas" por llenar. A éstas les correspondían las casillas con los números 43, 61, 85 y 87.

En fin, ¿cuáles son estos elementos extraños que no querían, de ningún modo, incorporarse al sistema periódico?

El desconocido número uno es un elemento del séptimo grupo: su número atómico es 43. En la tabla se dispone entre el manganeso y el renio. Por sus propiedades debe asemejarse a estos elementos. Convenía buscarlo en las menas de manganeso.

El desconocido número dos, hermano de los elementos de tierras raras, está obligado a parecerse a éstos en todos los aspectos: su número atómico es 61.

El desconocido número tres, el más pesado de los halógenos, es el hermano mayor del yodo. Podría ser motivo de sorpresa para los químicos, ya que no se excluía que tuviese débiles propiedades metálicas. ¡Halógeno y metal!, un ejemplo magnífico de dualidad en un elemento de la naturaleza. A éste le esperaba el apartamento número 85 de la Gran Casa.

El desconocido número cuatro. ¡Pero qué elemento tan interesante! El más furioso, el más activo entre los metales, que se fundiría fácilmente en la palma de la mano. El más pesado de los elementos alcalinos: su número es 87.

Los científicos compusieron expedientes detallados de los desconocidos misteriosos. Sherlock Holmes buscaba a los criminales guiándose por las cenizas de sus cigarros, por las partículas de arcilla adheridas a las suelas de sus zapatos. Pero sus métodos ni remotamente se podían comparar con los finísimos procedimientos empleados por los químicos que aprendieron a identificar cantidades ínfimas, despreciables, de substancias desconocidas.

El ingenioso detective siempre tenía suerte, mientras que a los químicos la fortuna los engañaba. Por mucho que los científicos persiguieran

a los misteriosos forasteros, que tercamente se oponían a alquilar los apartamentos ya preparados, sólo les esperaban decepciones.

Los desconocidos eran buscados por doquier: en las cenizas de los cigarros, en las de las plantas incineradas, entre los minerales más exóticos que eran orgullo de los museos de mineralogía; en el agua de los mares y océanos. ¡Todo en vano!

En el estante de los problemas sin resolver se añadio la carpeta con la "Causa sobre la misteriosa desaparición de los elementos químicos N° 43, 61, 85, 87". "Causa desalentadora" dirían algunos jueces de instrucción.

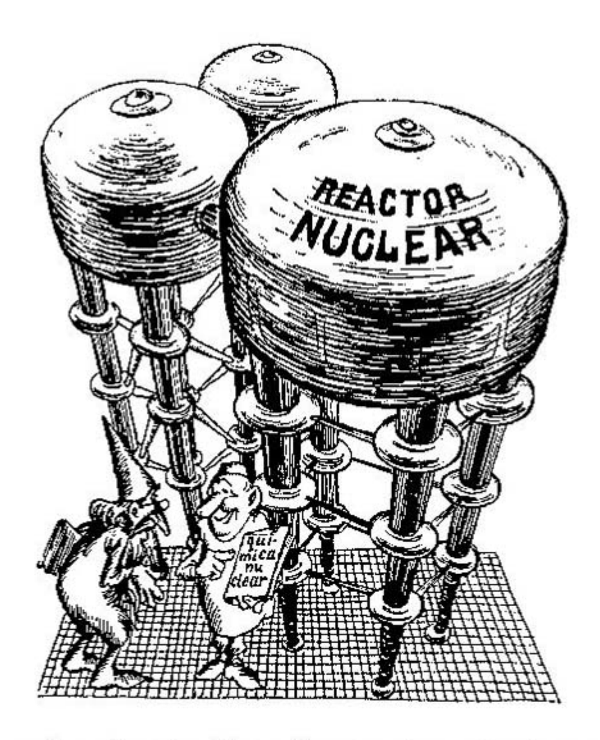
¿Es posible que la naturaleza hiciera un truco inesperado, eliminando estos elementos de la lista de substancias simples que existían en nuestro planeta? Por un extraño antojo propio a la naturaleza...

En efecto, el asunto parecía tener algo místico. Como se sabe, no hay lugar para cosas mágicas en el mundo real, sin embargo, de modo inexplicable, cuatro apartamentos de la Gran Casa seguían vacíos.

Y solamente cuando los científicos aprendieron a preparar artificialmente elementos químicos, estos apartamentos fueron alquilados.

Cómo convertir un elemento en otro

En el mundo que nos rodea transcurre un sinnúmero de reacciones químicas. Todas éstas están sujetas al poder de la química de las envolturas electrónicas. El átomo puede ganar electrones y puede cederlos, llegando a ser un ion negativo o positivo. El átomo, en conjunto con centenas y millares de otros, es capaz de formar molé-



culas gigantes. Pero siempre sigue siendo portador de las propiedades del mismo elemento. El carbono forma dos y pico millones de diferentes compuestos. Mas, en cada uno de éstos, sea anhídrido carbónico CO_2 o un antibiótico complejísimo, el carbono siempre es carbono.

Para convertir un elemento en otro hay que reconstruir los núcleos de sus átomos. Es necesario cambiar la carga del núcleo.

Los químicos, al efectuar procesos químicos, recurren a altas temperaturas y grandes presio-

nes, emplean catalizadores, adiciones de pequeñas cantidades de diferentes substancias que aceleran el curso de las reacciones.

Pero ni temperaturas que alcanzan miles de grados, ni presiones de centenas de miles de atmósferas pueden reestructurar el núcleo atómico. Siguiendo por este camino es imposible convertir un elemento en otro.

Sólo una nueva ciencia, la química nuclear, tiene fuerzas suficientes como para conseguirlo.

La química nuclear tiene sus métodos. Sus "temperaturas y presiones" son protones y neutrones, núcleos del isótopo pesado de hidrógeno (deuterones) y núcleos de los átomos de helio (partículas alfa) y, en fin, iones de los elementos ligeros de la tabla de Mendeléiev: del boro y oxígeno, neón y argón. Sus aparatos químicos son los reactores nucleares en los cuales nacen algunas partículas para "bombardeo", y aceleradores (complejas instalaciones físicas donde las partículas se aceleran hasta grandes velocidades). Porque para penetrar en el núcleo atómico la partícula proyectil (sobre todo si está cargada positivamente) debe poseer una gran energía; en este caso, le es más fácil vencer la acción repelente de la carga del núcleo. La química nuclear tiene sus notaciones, pero las ecuaciones de sus reacciones también se escriben de modo semejante a las ecuaciones químicas "corrientes".

Esta nueva ciencia permitió llenar las casillas vacías de la tabla de Mendeléiev.

La palabra griega "tecnetos" (de *tekhné*, arte) formó parte del nombre del primer elemento creado artificialmente por el hombre. A finales de 1936 un torrente rápido de deuterones acelerados en el ciclotrón cayó sobre una lámina de

molibdeno. Los veloces deuterones irrumpieron, cual cuchillo que corta un trozo de mantequilla, a través de las envolturas electrónicas alcanzando el núcleo. El deuterón, que consta de un protón y un neutrón, se desintegró al chocar con el núcleo, su neutrón se apartó y el protón quedó en el núcleo. De esta manera, la carga del núcleo aumentó en una unidad y el molibdeno que habita la casilla número 42 pasó a ser su vecino derecho, el elemento número 43.

Al igual que en la química común y corriente, en la que el mismo compuesto puede obtenerse de diferentes modos, en la química nuclear se logra preparar artificialmente el mismo elemento mediante distintas reacciones nucleares.

Los hombres aprendieron a preparar el tecnecio en cantidades medidas en kilogramos, en la fábrica más maravillosa del mundo. Esta fábrica es la caldera atómica. Aquí se produce la energía de desintegración de los núcleos de uranio por la acción de neutrones lentos.

Los núcleos de uranio se fisionan en los más diversos fragmentos, cada uno en dos; además, aunque muy raras veces, se puede observar la desintegración en tres fragmentos. Estos fragmentos son los núcleos de los elementos pertenecientes a la parte media de la tabla de Mendeléiev. El uranio, al desintegrarse, engendra elementos que ocupan más de 30 casillas del sistema periódico, desde el número 30 hasta el 64. Entre ellos figura el tecnecio y otro elemento cuyas búsquedas en la corteza terrestre duraron decenios. Es el prometio, el inquilino de la casilla número 61. Todos estos elementos surgen en el curso de las sucesivas transformaciones radiactivas de los fragmentos formados inicialmente.

La química del núcleo puso a disposición de los científicos elementos más pesados que el uranio. En la fisión de los núcleos de uranio, además de fragmentos, se desprenden numerosos neutrones que pueden ser absorbidos por los núcleos no desintegrados. Así aparece la posibilidad de la síntesis de los elementos con números atómicos 93; 94, etc., es decir, de los elementos transuránicos.

En la química nuclear se tienen muchos procedimientos para la obtención de tales elementos. En la actualidad se conocen 12 elementos transuránicos: neptunio, plutonio, americio, curio, berkelio, californio, einsteinio, fermio, mendelevio, laurencio y kurchatovio. Este último, el más pesado de los transuránidos fue sintetizado en 1964 por un grupo de físicos soviéticos encabezado por el académico G. N. Fliorov. Este mismo grupo, al parecer, ha logrado sintetizar varios átomos del elemento número 105. Uno de los transuránidos, con el número atómico 102, por ahora carece de nombre. También provoca algunas dudas el nombre de laurencio, puesto que los trabajos que sirvieron de fundamento para ello, no han tenido una confirmación posterior.

Figúrense la sorpresa del albañil que hoy ha terminado de colocar los ladrillos de un piso de una nueva casa y mañana descubre que todo lo que ha hecho ha desaparecido. Precisamente, ésta es la situación en la que se encuentran los investigadores que estudian las propiedades químicas de los transuránidos pesados. Estos elementos son inestables en sumo grado, el período de su vida se mide en minutos e incluso en segundos. Al trabajar con elementos corrientes, el químico

no piensa en los marcos del tiempo. Mientras tanto, cuando a sus manos van a parar los representantes de la tabla de Mendeléiev de una vida muy corta, sobre todo los transuránidos pesados, cada minuto de experimentación puede valorarse a precio de oro. Como si fuera poco la amenaza de los objetos de estudio de desaparecer instantáneamente, las cantidades de que dispone el químico son ínfimas, a veces no más que átomos contados.

Es por ello que precisan métodos especiales de trabajo. Estos métodos corren a cargo de la joven y nueva rama de la química, la química de los elementos radiactivos, la química de la radiación.

La muerte y la inmortalidad en el mundo de los elementos

Llegó el tiempo en que los químicos se convirtieron en arqueólogos *sui géneris*. Ellos aprendieron a medir la edad de diferentes minerales de la corteza terrestre, al igual que el arqueólogo determina los siglos en que se fue hecho un adorno de bronce o una ánfora.

Resultó ser que la edad de algunos minerales supera cuatro y medio mil millones de años. Estos son tan viejos como el propio planeta Tierra. Mas los minerales son compuestos químicos, constan de elementos. Por consiguiente, los elementos son prácticamente inmortales...

¿No les parece absurdo el propio planteamiento del problema de que un elemento puede extinguirse? Pues se sabe que la muerte es el triste sino de los seres vivos...



Empero, esta pregunta no carece de sentido, como puede parecer a primera vista.

Existe cierto fenómeno físico llamado radiactividad. Esta consiste en que los elementos (o, más precisamente, los núcleos de sus átomos) pueden destruirse espontáneamente. Unos núcleos expulsan electrones de sus entrañas, hecho que se produce al transformarse los neutrones del núcleo en protones; otros emiten las así llamadas partículas alfa (los núcleos de helio). Otros más se parten en dos fragmentos casi

iguales: este último proceso se denomina desintegración espontánea.

¿Son radiactivos todos los elementos? No, no lo son todos. Principalmente son radiactivos los elementos que se encuentran al final del sistema periódico, empezando por el polonio.

Al descomponerse, el elemento radiactivo no desaparece del todo. Se transforma en otro. Estas cadenas de transformaciones radiactivas pueden ser muy largas.

Por ejemplo, del torio y uranio, en fin de cuentas, se forma plomo estable. Pero en el camino de esta transformación surge y perece una buena decena de elementos radiactivos.

Los elementos radiactivos poseen distinta vitalidad. Unos, antes de desaparecer por completo subsisten decenas de miles de millones de años. La vida de otros es tan corta que se mide en minutos e incluso segundos. Los científicos valoran la vitalidad de los elementos radiactivos empleando una magnitud especial: el período de semidesintegración. En ese intervalo la cantidad de elemento tomada se desintegra exactamente en la mitad.

Los períodos de semidesintegración del uranio y del torio equivalen a varios miles de millones de años.

Por el contrario, otra cosa ocurre con sus predecesores en la tabla de Mendeléiev: el protactinio, actinio, radio y francio, radón, astato y polonio. Su vida es mucho más breve, en todo caso, no más de cien mil años. Y esto se traduce en una inesperada sorpresa.

¿Por qué, entonces, subsisten aún en la Tierra estos elementos de vida corta? Se conoce que nuestro planeta tiene cerca de 5 mil millo-

nes de años. En este lapso tan difícil de imaginar deberían haber desaparecido centenares de veces y el radio, y el polonio y otros elementos de su grupo.

Sin embargo, siguen viviendo. Y desde antaño se ocultan en los minerales terrestres... Parece que la naturaleza tiene a su disposición un elixir de vida que no les deja morir.

La respuesta es otra: simplemente vuelven a nacer sin interrupción, ya que los alimenta un manantial eterno: las reservas de uranio y de torio que contiene la Tierra. Resulta que mientras esos "patriarcas" entre elementos radiactivos atraviesan el largo y arduo camino de transformaciones hasta llegar a plomo estable, de paso se convierten en elementos intermedios. De este modo, entre los elementos químicos podemos distinguir dos grupos grandes: los primarios y los secundarios.

A los elementos primarios pertenecen todos los elementos no radiactivos y el uranio y el torio, cuyos períodos de semidesintegración superan la edad de la Tierra. Fueron testigos de la formación del sistema solar.

Los demás elementos son secundarios.

Sin embargo, llegará el instante en que el sistema periódico se verá exento de algunos elementos. El uranio y el torio son un manantial eterno de elementos secundarios, pero relativamente eterno. En un futuro muy lejano desaparecerán de la faz de la Tierra. Desaparecerán por completo... dentro de unos cien mil millones de años. Y junto con ellos se sumergirán en el Leteo[1] los productos de sus transformaciones radiactivas.

[1] Leteo, río mitológico del olvido. (N. del R.)

Estas fueron aproximadamente las capacidades de contabilidad del hombre primitivo. Su aparato matemático contaba con sólo dos magnitudes cuantitativas: "mucho — poco".

Pero incluso hace unos cien años las personas se valían casi del mismo criterio al tratar de apreciar cuántos y cuáles elementos "almacena" la naturaleza en sus "graneros".

Por ejemplo, en la práctica se utilizan mucho el plomo, el zinc y la plata, por consiguiente, abundan mucho, de lo que a su vez se puede deducir que son elementos divulgados. Y las tierras raras (lantánidos) son raras precisamente porque casi no se encuentran en la Tierra. Hay poca cantidad de estos elementos.

¡Mire qué fácil era discurrir hace un siglo!

En efecto, el trabajo de los primeros inspectores de los almacenes de los elementos químicos no era demasiado abrumador. Al recordar "sus actividades" nuestros contemporáneos se sonríen alegremente.

Y tienen pleno derecho de sonreír, ya que ahora pueden contestar con exactitud a la pregunta: ¿cuántos y cuáles? Hasta pueden decir cuántos átomos de cada elemento hay en la corteza terrestre. Saben con seguridad que la cantidad de tierras raras contenidas en los minerales de nuestro planeta es sólo un poco inferior a la de plomo, zinc y plata tomados en conjunto.

El "registro" escrupuloso de las reservas de los elementos químicos se inició con una hazaña científica, realizada por el científico norteamericano F. Clark. Este efectuó más de cinco mil quinientos análisis químicos ensayando los más

diversos minerales, traídos de los trópicos y de la tundra. Y de las más diversas aguas, desde las del Pacífico hasta las de los perdidos lagos de la taigá. El investigó también muestras de todo tipo de suelos sin soslayar los rincones más apartados del mundo.

Veinte años duró esta titánica labor. Gracias a Clark y a otros científicos, la humanidad obtuvo una idea bien clara de qué elementos abundan más en la Tierra.

Así fueron colocados los cimientos de la geoquímica, ciencia que narró a los hombres historias tan maravillosas con que antes ni se podía soñar.

Las deducciones eran sorprendentes: resultó que los primeros 26 representantes de la tabla de Mendeléiev — desde el hidrógeno hasta el hierro — forman prácticamente toda la corteza terrestre. Constituyen el 99,7% de su peso. Y la parte de los 67 elementos restantes que hay en la naturaleza es tan sólo de unos "míseros" 0,3%.

En fin, ¿qué elementos son los más abundantes en la Tierra?

Estos no son ni el hierro, ni el cobre, ni el estaño, aunque el hombre los aprovechó durante milenios y sus reservas se figuraban enormes e inagotables. La Tierra es más rica en oxígeno. Si en un platillo de una balanza imaginaria se colocara el oxígeno y en el otro todos los demás elementos, los platillos casi se equilibrarían. El oxígeno constituye casi la mitad de la corteza terrestre, encontrándose por doquier: en el agua y en la atmósfera, en un sinnúmero de minerales y en cualquier organismo animal y vegetal, y dondequiera que se halle este elemento desempeña un papel en sumo grado importante.

La cuarta parte del "firmamento" terrestre está constituida por silicio, que es la base principal de la materia inorgánica.

Los ocho lugares que le siguen se distribuyen así: aluminio, 7,4%; hierro, 4,2%; calcio, 3,3%; sodio, 2,4%; potasio y magnesio, 2,35%; hidrógeno, 1,0%; titanio, 0,6%.

Esta es la primera decena de los elementos químicos de nuestro planeta.

¿Y en qué elementos la Tierra es más pobre?

Hay muy poco oro, platino y sus satélites. Por eso se aprecian tanto.

Empero, una cosa paradójica: el oro fue el primero de los metales que conoció el hombre. El platino fue descubierto cuando ni siquiera hubo noción de oxígeno, de silicio ni de aluminio.

Los metales nobles tienen una particularidad única en su género. Abundan en la naturaleza no en forma de compuestos, sino en estado nativo. No hace falta gastar fuerzas para su fundición. Esta es la razón por la cual fueron hallados en la Tierra — justamente hallados — en tiempos tan remotos.

No obstante, en todo caso, no ganan el premio por su rareza. Con este "triste" premio son distinguidos los elementos radiactivos secundarios.

Estamos en nuestro justo derecho para llamarlos elementos fantasmas.

Los geoquímicos dicen: en la Tierra hay solamente 9600 toneladas de polonio; de radón, menos aún, sólo 260 toneladas; y 26 mil toneladas de actinio. El radio y el protactinio son verdaderos gigantes entre los fantasmas: en conjunto constituyen cerca de 100 millones de toneladas, mas esta cantidad es infinitamente



pequeña comparándo a con la de oro y platino. En cuanto al astato y el francio, parecen tan poco materiales que ni siquiera es conveniente incluirlos entre los fantasmas. Las reservas terrestres de estos elementos se miden (¡es para reírse!)... en miligramos.

El nombre del elemento más raro en la Tierra es astato (69 miligramos en todo el espesor de la corteza terreste). Como se dice, no se necesitan comentarios.

Se descubrió que los primeros elementos transuránicos, el neptunio y el plutonio, también existen en la Tierra. Nacen en la naturaleza debido a reacciones nucleares de uranio muy raras con neutrones libres. Estos fantasmas "pesan" cientos y miles de toneladas. Pero en lo que se refiere al prometio y tecnecio, de cuya aparición también se "acusa" al uranio (al ura-

nio le es propio el proceso de desintegración espontánea, cuando los núcleos se fisionan en dos fragmentos aproximadamente iguales), resulta que de estos elementos nada se puede decir. Los científicos encontraron huellas apenas tangibles de tecnecio y en cuanto al prometio, no abandonan sus intentos de descubrirlo en los minerales de uranio. Aún no se ha inventado la balanza en la que se podrían pesar las "reservas" de prometio y tecnecio existentes en la Tierra.

¡Es que la naturaleza tiene razón!

En la actualidad, los científicos afirman que en la muestra de cualquier mineral se puede descubrir la presencia de todos los elementos químicos conocidos en la naturaleza. De todos, sin excepción. Aunque en proporción muy distinta. Mas, ¿por qué hay gran cantidad de unos elementos y muy pequeña de otros?

En el sistema periódico todos los elementos poseen plena igualdad de derechos. Cada uno ocupa su lugar determinado. Pero apenas se comienza a hablar de las reservas de los elementos existentes en la Tierra esta igualdad se disipa como si fuera humo.

La masa fundamental de la corteza terrestre está constituida por los elementos ligeros de la tabla de Mendeléiev, en todo caso, las primeras tres decenas de sus representantes. No obstante, ni siquiera entre éstos reina la igualdad. Unos abundan más, otros menos. Por ejemplo, el boro, el berilio y el escandio pertenecen a los elementos bastante raros.

En la Tierra, durante el período de su existencia, tuvo lugar una especie de "revisión" de

las reservas de los elementos. Una cantidad considerable de uranio y torio ha desaparecido a causa de su radiactividad. En los vastos espacios del Universo se esparció la mayor parte de los gases nobles y del hidrógeno. Pero el cuadro general no cambió en nada.

El científico de nuestros días apunta que la abundancia de los elementos químicos en la corteza terrestre decrece, con regularidad, desde los elementos ligeros hacia los medios y, más adelante, hacia los pesados. Pero no hay regla sin excepción. Por ejemplo, el pesado plomo abunda mucho más que muchos representantes ligeros de la tabla de Mendeléiev.

¿Cuál es la razón de este hecho? ¿Por qué no se encuentran en cantidades iguales? ¿Es que la naturaleza actuó injustamente al "acumular" unos elementos, sin pensar en las reservas de otros?

No, existen leyes conforme a las cuales unos elementos abundan en la Tierra y otros son raros. A decir verdad, no conocemos estas leyes hasta el final, satisfaciéndonos con sugerencias.

Resulta que los elementos químicos no existieron siempre. El Universo está constituido de tal forma que en sus diferentes confines se desarrolla ininterrumpidamente un grandioso proceso, sin igual por su inmensidad, de formación y de síntesis de los elementos. Los reactores nucleares cósmicos y los aceleradores cósmicos son las estrellas. En las entrañas de muchas de éstas se "cocinan" los elementos químicos.

Allá reinan temperaturas inauditas y presiones inconcebibles. Allá están en su elemento las leyes de la química nuclear y gobiernan las reacciones químicas nucleares que transforman un

elemento en otro y los elementos ligeros en pesados. Estas leyes son tales que unos elementos se forman con mayor facilidad y en cantidades considerables, y otros, más difícilmente y por lo tanto en menor proporción.

Todo depende de la estabilidad de los núcleos atómicos, y la química nuclear tiene al respecto una opinión bien determinada. Los núcleos de los isótopos de los elementos ligeros contienen cantidades casi iguales de protones y neutrones. Estas partículas elementales forman aquí estructuras muy estables. Y los núcleos ligeros se sintetizan con mayor facilidad. En general, a la naturaleza le es inherente la tendencia a formar sistemas de máxima estabilidad. Pero, estos núcleos ligeros, al sintetizarse más fácilmente, tienen muy pocas ganas de participar en reacciones nucleares para abrir camino a la formación de núcleos con grandes cargas. En estos últimos, el número de neutrones ya supera en mucho el de los protones, razón por la cual los núcleos de masa media y grande no pueden jactarse de ser muy estables. Están más sujetos a la acción de cualquier casualidad y más propensos a las transformaciones, debido a lo cual no son capaces de acumularse en cantidades muy grandes.

Las leyes químicas nucleares dicen que cuanto mayor es la carga del núcleo tanto más difícil es sintetizar tales núcleos y, por consiguiente, en tanta menor cantidad se forman.

La composición química de nuestra Tierra es como una silenciosa copia, un mudo reflejo de la dinámica de las leyes que rigen el proceso de génesis de los elementos. Y sólo cuando los científicos conozcan estas leyes hasta el final, estará

claro y comprensible por qué distintos elementos químicos están difundidos en cantidades tan diferentes.

El sendero de soles falsos

En los años 80 del siglo pasado una revista química extranjera publicó una nota curiosa en la que el autor, apenas conocido en los círculos científicos, comunicó que había logrado descubrir, a la vez, dos nuevos elementos, dándoles nombres altisonantes: cosmio y neocosmio. En aquel entonces, el descubrimiento de nuevos elementos era un fenómeno "masivo", por así decirlo. Algunos de los investigadores ni siquiera se preocupaban por "bautizar a los recién nacidos", designándolos con letras del alfabeto griego.

Pronto se averiguó que el "descubridor" del cosmio y del neocosmio simplemente se burló de esa epidemia de descubrimientos. Su nota era algo así como una broma del día de los inocentes. El apellido del autor era Kosman.

... En la tabla de Mendeléiev se disponen 104 elementos. La historia de la ciencia registró 104 descubrimientos auténticos de elementos. Paralelamente a esta lista existe otra, mucho más larga, que cuenta con varias centenas de nombres. Es una especie de "santoral" de los elementos nacidos muertos que vieron luz como resultado de equivocaciones y errores de experimento, y a veces por mero descuido de algunos investigadores.

Largo y arduo era el camino que seguían los descubridores de los elementos. Cual una senda que apenas serpentea en los matorrales infran-



queables para perderse entre las angostas y abruptas rocas... Y a su lado pasa otro sendero hollado y transitable, mas éste es el sendero de los soles falsos, de los descubrimientos falsos de elementos químicos.

¡Cuáles no fueron los casos curiosos y paradojas con que se tropezaba en aquel sendero! El caso de Kosman es prácticamente una gota en el mar de agua.

El científico inglés Crookes separó del itrio un montón de nuevas substancias simples y las llamó metaelementos. Pero, en realidad, eran mezclas de elementos conocidos ya hace mucho.

El alemán Swienne, en los años 20, buscó elementos transuránicos en las muestras del llamado polvo cósmico recogido en los glaciares de Groenlandia por el famoso investigador polar Nordenskjold. Y se apresuró en comunicar que, al parecer, logró encontrar en este polvo el ele-

mento con el número atómico 108... Swienne supuso que al final del sistema periódico, después del dominio de los elementos inestables, debía aparecer uno de los elementos estables a que pertenecía, en particular, el elemento número 108. En su tiempo esta idea fue refutada. Sin embargo, como veremos más adelante, resurgió, sin que nadie lo esperase, en nuestros días.

Aquí no se puede dejar pasar de lado al inglés Freehand, que organizó expedición especial a Palestina para "pescar" en las aguas exentas de vida del Mar Muerto las huellas de los elementos 85 y 87. O al norteamericano Allison: éste, cuando otros científicos se perdían en conjeturas, por qué faltan en la Tierra los análogos pesados del yodo y cesio, de pronto empezó a descubrirlos en todas partes, en cualesquiera disoluciones y minerales que ensayaba mediante un nuevo procedimiento elaborado por él. Pero el procedimiento resultó ser equivocado. Los ojos del investigador se cansaban durante el experimento y este cansancio engendraba fantasmas.

Ni siquiera los grandes hombres de ciencia se vieron libres de errores en el sendero de los soles falsos. Al italiano Fermi le pareció que en el uranio bombardeado por neutrones aparecían a la vez varios elementos transuránicos. De hecho, éstos eran fragmentos de la desintegración de los núcleos de uranio, o sea, elementos de la parte media del sistema periódico.

Tampoco en nuestros días se interrumpió este sendero. En 1958 un grupo de científicos de Estocolmo sintetizó el elemento número 102. En honor del inventor de la dinamita le dieron el nombre de nobelio. Pero los investigadores

soviéticos y norteamericanos refutaron estos resultados. Ahora los científicos dicen en broma que lo único que quedó del nobelio es la mera negación: su símbolo "No". No obstante, en la actualidad, en la URSS y en los EE.UU. se han obtenido por otros métodos isótopos auténticos del elemento 102.

El destino de uno entre 104. . .

Trátase de un pequeño relato sobre el destino de un elemento químico. Este elemento ocupa la casilla número 92. Su nombre es uranio.

Este nombre habla por sí solo, puesto que con el uranio están vinculados dos de los descubrimientos más grandes de todos los tiempos y pueblos: el descubrimiento de la radiactividad y de la desintegración de los núcleos de los elementos pesados por acción de neutrones. El uranio dio a los hombres la llave para la asimilación de la energía nuclear. El uranio los ayudó a obtener elementos desconocidos en la naturaleza: los transuránidos, tecnecio y prometio.

Los documentos históricos testimonian que la biografía del uranio comenzó el 24 de septiembre de 1789.

En la historia de los descubrimientos de los elementos químicos ocurrían toda clase de cosas. Hubo casos en que no se podía insertar el nombre del autor de un descubrimiento ya que quedaba incógnito. A veces, en cambio, la lista de descubridores parecía muy imponente. Pero el "padrino" del uranio está establecido definitivamente: fue el químico berlinés Martin Klaproth, uno de los fundadores de la química analítica. No obstante, las circunstancias le gasta-



ron una mala broma: Martin Heinrich Klaproth resultó ser tan sólo uno de los "padrinos" del protagonista de nuestro relato.

Desde tiempos muy remotos los hombres conocían la pechblenda, considerándola una mena de zinc y hierro. El ojo escudriñador de Klaproth analítico, sospechó en esta mena la presencia de un elemento desconocido. Esta sospecha se volvió realidad. El nuevo elemento se presentó en forma de polvo negro con brillo metálico. En honor del planeta Urano, descubierto no hacía mucho por el astrónomo Herschel, el nuevo elemento recibió el nombre de uranio.

Durante el medio siglo que transcurrió desde este acontecimiento nadie ni siquiera dudó en lo justo del descubrimiento de Klaproth, ni se atrevía a poner en tela de juicio las razones del más grande químico analítico de Europa. El elemento

uranio empezó su marcha por las páginas de los manuales de química.

Sin embargo, en 1843 esta marcha triunfante fue algo refrenada por el químico francés Eugene Peligot.

Este demostró que no era uranio lo que tenía en sus manos Klaproth, sino tan sólo el óxido de uranio. Los imparciales historiadores señalaron después que a Peligot se le podía considerar el segundo "padrino" del elemento.

Pero con esto no finalizó la lista de los "padrinos" del uranio. El tercero fue Dmitri Ivánovich Mendeléiev.

Al principio el uranio no quería en modo alguno alojarse en su tabla. Hablando con propiedad, se le ofrecía vivienda en el tercer grupo, entre el cadmio y el estaño, donde ahora está el indio. Este lugar lo exigía el peso atómico del uranio, pero no sus propiedades. En cuanto a sus propiedades el uranio parecía un forastero en la casilla a él asignada.

Mendeléiev decidió que el peso atómico del uranio estaba determinado incorrectamente. Y lo aumentó en una vez y media. El uranio fue a parar al sexto grupo de la tabla. El último en la serie de los elementos. Así fue cómo tuvo lugar el "tercer nacimiento" del uranio.

Pasado un corto plazo, los experimentadores confirmaron que Mendeléiev tenía la razón.

¡Dónde está tu lugar, uranio!

En el sistema de Mendeléiev, en general, no hay elementos sin lugar, aunque en algunos éste no es determinado. Por ejemplo, el primero de ellos es el hidrógeno. Pues hasta ahora los cientí-

ficos no se han puesto de acuerdo respecto al sitio en que debe colocarse el elemento numero 1: en el primer grupo o en el séptimo de la tabla de Mendeléiev.

De modo análogo se formó el destino del uranio.

Pero, ¿es que Mendeléiev no resolvió definitivamente la cuestión sobre su lugar, de una vez y para siempre?

Durante decenios nadie discutió la situación del uranio en el sexto grupo del sistema periódico, como el hermano más pesado del cromo, molibdeno y wolframio. Esta posición parecía inconmovible.

Pero llegaron otros tiempos. El uranio dejó de ser el último en la serie de los elementos. A su derecha se formó en fila toda una unidad de elementos transuránicos obtenidos artificialmente. Se planteó el problema de dónde alojarlos en la tabla de Mendeléiev. ¿En cuáles de sus grupos y en qué casillas disponer los símbolos de los transuránidos? Después de largas discusiones muchos científicos llegaron a la conclusión de que todos deben ser colocados juntos, en un grupo y en una misma casilla.

Esta decisión no cayó del cielo, algo semejante ya sucedió en la tabla de Mendeléiev, en su sexto período. Ya mencionamos que los lantánidos, que en total son catorce, se disponen en el tercer grupo en una sola casilla, en la del lantano.

Los físicos predijeron hace mucho que en un período más bajo debe revelarse el mismo cuadro. Indicaron que en el séptimo período debe existir una familia de elementos semejante a la de los lantánidos. Esta familia es la de los actí-



nidos. Porque tendrá su comienzo inmediatamente después del actinio, que en la tabla se dispone precisamente debajo del lantano.

De aquí se desprende que todos los elementos transuránicos son miembros de esta familia. Mas no sólo ellos, sino también el uranio y sus vecinos de la izquierda más próximos: el protactinio y el torio. Estos tuvieron que abandonar sus viejos y cómodos sitios en el sexto, quinto y cuarto grupos para trasladarse al tercero.

Este es el sentido de la hipótesis sobre los actínidos, que en 1945 formuló el célebre físico norteamericano Glenn T. Seaborg.

Hace unos cien años Mendeléiev desalojó al uranio de este grupo. Ahora, este elemento volvió a formar parte de él. Pero ya con una nueva "carta de residencia". ¡Qué cosas más curiosas ocurren en la vida del sistema periódico!

Los físicos están de acuerdo con esa situación.

Los químicos, en cambio, no todos lo están y no por completo, ya que por sus propiedades el uranio sigue siendo en el tercer grupo el mismo forastero que en los tiempos de Mendeléiev. Tampoco conviene el tercer grupo al torio y al protactinio.

En general, los actínidos ligeros se comportan de modo muy distinto a los lantánidos ligeros. Estos últimos, por regla, son trivalentes, y los actínidos se distinguen por una riqueza de estados de oxidación. Hace poco, los químicos soviéticos. N. Krot y A. Guelman han sintetizado compuestos de neptunio y plutonio heptavalentes.

¿Dónde está tu lugar, uranio? Los científicos tienen que discutir aún mucho este problema.

Pequeños episodios del campo de la arqueología

¿Cuándo el hombre por primera vez empezó a aplicar el hierro para sus fines? La respuesta parece obvia: cuando aprendió a fundir hierro a partir de sus menas. Los historiadores incluso definieron la fecha aproximada de este gran acontecimiento como la fecha del comienzo en nuestro planeta del "siglo de hierro".

Mas, este siglo tuvo su inicio antes que el metalúrgico primitivo en un horno rudimentario obtuviera la primera porción de hierro. Tal es la conclusión que sacaron los químicos armados con los potentes métodos de análisis.

Los primeros trozos de hierro que aprovecharon nuestros antepasados cayeron del cielo, en el sentido literal de la palabra. Los llamados meteoritos de hierro siempre contienen, además de hierro, níquel y cobalto. Al analizar la composi-

ción de algunos antiquísimos instrumentos de hierro, los químicos descubrieron en ellos la presencia de los vecinos del hierro, según la tabla de Mendeléiev: el cobalto y el níquel.

Estos elementos están muy lejos de encontrarse siempre en las menas ferruginosas de la Tierra.

¿Es indiscutible esta conclusión? No podemos confirmarla en un cien por ciento. Conocer la antigüedad es un asunto muy complicado. En este campo uno se puede encontrar con asombrosas sorpresas.

He aquí la sorpresa que dieron a los historiadores de la química los arqueólogos.

... En 1912, el profesor Günther de la Universidad de Oxford hizo excavaciones en las antiguas ruinas romanas cerca de Nápoles y descubrió un mosaico de vidrio de una belleza indescriptible. Parecía que en los milenios la coloración de los vidrios ni siquiera había perdido su intensidad.

A Günther le interesó la composición de las pinturas que aplicaron los antiguos romanos. Dos muestras de vidrio de color verde claro emprendieron el viaje a Inglaterra donde cayeron en las manos del químico Maclay.

El análisis no reveló nada inesperado, a no ser una impureza en una proporción de cerca de 1,5 por ciento. Maclay no pudo explicar su naturaleza.

La casualidad ayudó a superar esta dificultad. A alguien se le ocurrió la idea de ensayar la muestra de la impureza a la radiactividad. La idea resultó ser más que exitosa, ya que efectivamente la impureza acusó radiactividad. ¿Cuál de los elementos es la causa de ello?

Ahora llegó el turno de los químicos que informaron: la impureza desconocida no es otra cosa que óxido de uranio.

¿Equivale esto al descubrimiento de las Américas? De seguro que no. Las sales de uranio hace mucho que se emplean para el teñido del vidrio. Es el ejemplo de la primera aplicación práctica del uranio. Pero en cuanto al vidrio romano parece que el uranio se encontró en él por pura coincidencia.

Provisionalmente en esta historia se puso un punto. Pero al pasar varios decenios el hecho olvidado acertó a ponerse al alcance del químico y arqueólogo norteamericano Kelly.

Kelly realizó un gran trabajo, repitió los análisis y confrontó datos. Y por fin llegó a la siguiente conclusión: la presencia de uranio en el vidrio de los antiguos romanos no es una coincidencia sino, más bien, una norma. Los romanos conocían los minerales uránicos y los aprovechaban para las necesidades prácticas. En particular, para el teñido de los vidrios.

¿Puede ser que aquí está el inicio de la biografía del uranio?

Uranio y sus oficios

En el siglo XX el elemento número 92 de la tabla de Mendeléiev llegó a ser casi el más famoso de todos. Porque es precisamente el uranio el que hizo trabajar el reactor nuclear. El uranio dio a los hombres la llave para dominar un nuevo tipo de energía.

Ahora el uranio se extrae en grandes cantidades: la obtención mundial es más de cuarenta mil toneladas al año. En la actualidad, la ener-

gética nuclear se satisface por completo con esta cantidad.

Pero, aunque parece paradójico, no más del 5% del uranio obtenido se utiliza directamente ("según el destino"). El 95% restante lo denominan desechos de uranio. No pueden emplearse de inmediato, ya que contienen una cantidad muy pequeña del isótopo uranio-235, isótopo que sirve de principal combustible nuclear.

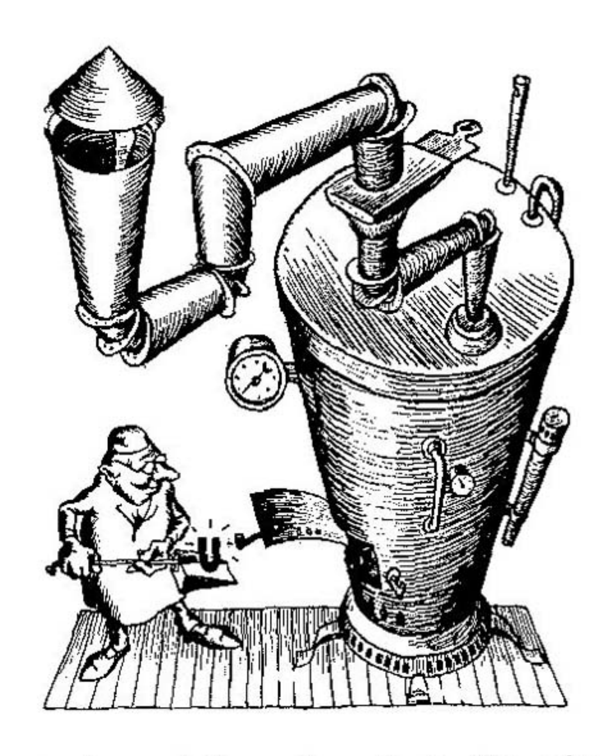
¿Acaso el trabajo de los geólogos, mineros y químicos se gasta en vano?

Es un temor infundado. El uranio tiene otros muchos oficios "no nucleares", pero los no especialistas no están al corriente de éstos. Es un hecho lamentable. El uranio es estudiado con gran interés por los biólogos. Resulta que el elemento número 92 es indispensable para el desarrollo normal de algunas plantas. Por ejemplo, aumenta considerablemente el contenido de azúcar en la zanahoria y en la remolacha, así como en algunas frutas. El uranio contribuye al desarrollo de valiosos microorganismos del suelo.

Los animales también necesitan uranio. Los científicos realizaron un experimento interesante. En el alimento de los ratones durante un año se introducía complementariamente un poco de sales de uranio. El contenido del elemento en el organismo prácticamente se mantenía invariable. No se observaban ningunas consecuencias nocivas. Entre tanto, el peso de los animales casi se duplicó.

Los investigadores consideran que el uranio contribuye en gran medida a la asimilación del fósforo, nitrógeno y potasio, o sea, de elementos vitales muy importantes.

¿El uranio en la medicina? Es uno de sus



empleos prácticos más antiguos. Con sales de uranio se intentaba tratar diferentes enfermedades, como la diabetes, enfermedades cutáneas y hasta tumores. Y con cierto éxito. En la actualidad, la "uranioterapia" de nuevo está al orden del día.

El uranio encuentra una interesante aplicación en la metalurgia. Su aleación con el hierro (ferrouranio) se añade al acero para eliminar el oxígeno y el nitrógeno. El ferrouranio permite preparar aceros que pueden trabajar a tempera-

turas muy bajas. Y los aceros a base de uranio y níquel son incluso estables respecto a los reactivos químicos más fuertes, como, por ejemplo, el "agua regia" (mezcla de ácido nítrico y ácido clorhídrico).

El uranio y sus compuestos son también muy interesantes y peculiares como catalizadores de muchas reacciones químicas. A veces, la síntesis de amoníaco a partir del nitrógeno e hidrógeno se realiza utilizando el carburo de uranio. Los óxidos de uranio aceleran los procesos de oxidación del metano por el oxígeno, la obtención de los alcoholes metílico y etílico a partir del óxido de carbono e hidrógeno y la producción del ácido acético. Existen muchos productos de la química orgánica que se obtienen mediante los catalizadores de uranio.

La química del uranio es riquísima. El uranio, en sus compuestos, puede adoptar los más diversos estados de valencia: puede ser hexa-, penta-, tetra- y trivalente. Los compuestos de uranio de diferente valencia tanto se distinguen uno del otro que, diríamos, se puede hablar de la química de cuatro elementos diferentes.

¡Un edificio no acabado!

Hemos dedicado muchas palabras buenas al sistema periódico y a su gran arquitecto. Y de pronto caímos en la cuenta que el edificio no ha sido acabado. Su séptimo piso está construido sólo un poco más que en la mitad. Debe tener 32 apartamentos y se han terminado nada más que 17. Además, muchos de los inquilinos parecen muy extraños, ni siquiera se puede en-

tender de una vez si viven aquí o no viven. En una palabra, sucede algo fantasmagórico.

Los químicos y los físicos hace mucho que discuten si la tabla de Mendeléiev tiene un fin lógico. O, hablando sencillamente, ¿qué número atómico debe tener el último elemento?

Hace unos cuarenta años en las páginas de los libros y artículos especiales de física apareció el guarismo 137. Un científico de renombre escribió incluso un artículo al cual, sin equívocos, dio el título: "La cifra mágica 137".

¿Qué de notorio tiene esta cifra?

En los átomos, la capa electrónica más próxima al núcleo no se dispone siempre a una misma distancia de éste. Al crecer la carga del núcleo el radio de la envoltura se hace menor. En el átomo de uranio está mucho más cerca del núcleo que, por ejemplo, en el átomo de potasio. En fin de cuentas debe llegar el momento en que tanto el núcleo como la capa más próxima serán de iguales dimensiones. ¿Qué sucederá en este caso con sus electrones?

"Caerán" en el núcleo y serán absorbidos por éste. Pero cuando en el núcleo penetra desde fuera una carga negativa, la carga positiva total del núcleo disminuye en una unidad. O sea, se forma un elemento cuyo número atómico resulta ser menor en una unidad.

He aquí el límite de la cantidad de los elementos. El último apartamento de la Gran Casa es el que tiene el número 137.

Después, hace unos diez años, los físicos se convencieron en su error. Verificaron cálculos más exactos y demostraron que el electrón caerá en aquel núcleo cuya carga es mayor por lo menos en 10-15 unidades.

¡Ahora se ve cuál brillantes son las perspectivas para terminar la construcción de la Gran Casa! ¡Cuántos elementos nuevos y cuántos descubrimientos esperan a los químicos en el futuro! Más de cuarenta inquilinos están en espera de permiso para mudarse al edificio cuyos cimientos fueron colocados por Mendeléiev.

Lamentablemente, por ahora esto es nada más que un cuento de hadas, una fantasía sugestiva, irreal.

Al calcular el número atómico del último de los elementos, los científicos dejaron pasar por alto una circunstancia muy esencial. No es que la olvidaron; lo hicieron por el mero deseo de ver qué sucedería si...

Si no existiera el fenómeno de radiactividad. Si los núcleos con cargas muy grandes fueran estables en tal grado como los núcleos de muchos elementos que se encuentran en la Tierra.

La radiactividad es la dueña absoluta que rige entre los elementos más pesados que el bismuto. Pero a unos les concede largos plazos de vida y a otros instantes contados.

El período de semidesintegración del elemento número 104, el kurchatovio, es solamente de 0,3 segundo.

¿Y del 105°? ¿Y del 106°? Seguramente que aún menor. Por eso, en algún sitio muy cercano se encuentra la triste barrera: el núcleo del nuevo elemento morirá apenas nacido. Hay que estar contentos si éste será el 110°... Esta opinión reinaba tan sólo varios años atrás.

Parecía que es la propia naturaleza y sus estrictas leyes físicas las que tienen la culpa de que el edificio de la tabla de Mendeléiev siga sin acabar.

Sin embargo, ¡cuántos ejemplos hay de que el hombre vence a la naturaleza!

Un himno a los alquimistas de hoy

A los malhadados alquimistas del medievo les torturaban conforme a todas las reglas de la inquisición y quemaban en las hogueras.

A los alquimistas "nucleares" de hoy les citan con respeto y les galardonan con el premio Nobel.

Los antiguos alquimistas creían en demasiadas cosas y no sabían lo que hacían. Su "teoría" consistía en conjuras y oraciones y tenía por base la fe ciega en las maravillosas propiedades de la "piedra filosofal".

Los alquimistas contemporáneos no creen en dios ni en diablo. Sólo confían en la fuerza de la razón humana y la destreza sin límites de las manos del hombre. Sólo reconocen una teoría física estricta y concienzuda que contiene mucha física, mucha matemática y más aún atrevidas suposiciones e hipótesis.

Los alquimistas de nuestros días quieren irrumpir en el dominio de los elementos muy pesados.

¿Acaso se asemejan a los constructores de castillos de naipes? Acabamos de mencionar que a los elementos con los números atómicos cerca de 110 la radiactividad concede plazos de existencia más que severos.

Es así, pero no del todo. El gran físico danés Niels Bohr se expresó una vez sobre lo útil que son las hipótesis "locas". A su parecer sólo estas hipótesis son capaces de transformar las repre-

sentaciones corrientes respecto a la estructuración del Universo.

Los creadores de los elementos superpesados también se atienen a ideas análogas. Sólo que esas ideas no son más "locas" que, digamos, la teoría de la relatividad. Son bien pensadas, se erigen en un fundamento físico sólido y son verificadas por escrupulosos cálculos matemáticos.

Su esencia reside en que en el dominio de los núcleos de cargas grandes debe existir una especie de "islotes de estabilidad". Esto no quiere decir que los elementos situados en aquéllos no están sujetos a la desintegración radiactiva. Su única diferencia consiste en que tendrán más fuerza vital que sus vecinos, existiendo un intervalo de tiempo tal que se logrará no sólo sintetizarlos, sino también investigar sus propiedades principales.

Empero, no podemos poner aquí punto final. Algunos núcleos pueden ser tan estables que incluso surge la posibilidad de su descubrimiento en la naturaleza. He aquí que de un modo tan inesperado se verificaron los presentimientos de Swienne, lo que hemos mencionado un poco antes.

¿Dónde está el quid de la cuestión? ¿No es demasiado rica la fantasía de los científicos, al pretender obtener elementos superpesados?

Uno de los modelos de la estructura del núcleo atómico llamado de envoltura, parte de que en los núcleos existen determinadas envolturas o capas de protones y neutrones. Como en los átomos existen envolturas o capas electrónicas. En cada capa del núcleo puede caber un número estrictamente determinado de protones o neutrones. De aquí se puede llegar fácilmente a la suposi-

ción de que los núcleos con capas llenas deben diferenciarse de los vecinos por propiedades especiales, por ejemplo, por una estabilidad elevada y por la mayor abundancia en la naturaleza.

En la física nuclear ya hace mucho se notó que los núcleos que contenían el número de protones o neutrones igual a 2, 8, 20, 50 ó 82 o el número de neutrones igual a 126 tienen muchas propiedades peculiares. Estos núcleos se llamaron mágicos y se consideró que, efectivamente, en ellos tienen lugar capas llenas.

Los científicos aplicaron y desarrollaron esta idea precisamente para los núcleos con carga muy grande. Su conclusión era que en este recinto enigmático del sistema periódico se pueden esperar varios islotes de estabilidad relativa, a los cuales pertenecerán elementos con cargas nucleares iguales a 110, 114, 126 y (hasta es terrible pensar en qué periferia más lejana de la tabla de Mendeléiev se encuentra este elemento) aún el número 164. Los investigadores esperan también encontrar una estabilidad especial en los núcleos que tienen llena la capa de neutrones con el número de estos últimos igual a 184.

Entre los elementos de este tipo es objeto de gran interés el N° 114, sobre todo aquel isótopo suyo que tiene el número mágico 298. Su núcleo será mágico dos veces: según los protones (114) y según los neutrones (184). Para un núcleo de esta índole la teoría vaticina un período de vida muy largo respecto a su desintegración espontánea, verdadero azote de los núcleos pesados. La obtención de aquel isótopo representa dificultades inverosímiles en virtud de una serie de causas técnicas. Es más fácil sintetizar un isótopo más

ligero con menor número de neutrones. Claro que su estabilidad también será distinta.

¿Valiéndose de qué métodos se puede obtener el número 114?

Por ejemplo, se puede contar con éxito al bombardear con iones de calcio el blanco de plutonio, o con iones de argón el blanco de curio. En los EE.UU. ya se hizo un intento de sintetizar este elemento, que por ahora no tuvo éxito.

¿Y cómo llegar al número 126?

Aquí son ineficaces los métodos corrientes de la química nuclear. Aquí no pueden ayudar ni los neutrones, ni los deuterones, ni las partículas alfa, ni siquiera los iones de elementos livianos: argón, neón, y oxígeno. Ya que no existe un elemento-blanco a propósito. Todos los elementos al alcance distan demasiado del número 126. A decir verdad existe la idea de bombardear el torio (número atómico 90) con los iones pesados de kriptón (número atómico 36).

Hay que inventar métodos excepcionales.

He aquí un método original que los científicos están discutiendo: bombardear el uranio con el uranio. Acelerar los iones de uranio en un acelerador especial, lanzándolos luego sobre un blanco de uranio.

¿Cuál será el resultado? Dos núcleos de uranio confluirán en uno espantosamente complejo. La carga de uranio es igual a 92. Por consiguiente, el núcleo gigante tendrá la carga de 184. No sólo no tiene la posibilidad de existir, sino que ni siquiera tiene derecho a la existencia, y por lo tanto al instante se fisionará en dos fragmentos de masa y carga diferentes. Es muy posible que uno de estos fragmentos sea un núcleo de carga 126...

Esta es la idea. Sería un error no creer en que un día sea una realidad, pues así es la vida.

En el umbral de lo desconocido

Nadie sabe cuándo sucederá esto, pero sabemos que sucederá. El hombre alcanzará una gran victoria sobre la naturaleza, puede ser que la más grande en toda su historia.

Aprenderá a gobernar la radiactividad. Alcanzará a hacer estables los elementos no estables. Y al contrario, obligará a desintegrarse los núcleos más estables de los estables.

Por ahora, ni siquiera los autores de las novelas de ciencia ficción han llegado a utilizar esa hipótesis. Y los científicos siguen indecisos encogiéndose de hombros: no ven aún caminos prácticos ni teóricos para dominar este mar de radiactividad. Pero estamos seguros de que un día se hallarán estos caminos, aunque sea por los métodos más inconcebibles. Tan inconcebibles como hubiera sido para los pitecántropos una central atómica (según la expresión acertada del autor de un libro de divulgación científica).

Supongamos que por fin lo deseable se realizó. En este caso, la síntesis de los elementos superpesados dejará de ser un problema. Los científicos obtendrán decenas de nuevos inquilinos para la Gran Casa. Los químicos, con ardor, comenzarán su estudio.

Y tropezarán con lo inesperado.

Aunque "lo inesperado" no es la palabra del todo adecuada. Incluso ahora conocemos en qué reside este inesperado.

¿Somos nosotros, por ejemplo, capaces de pre-

decir las propiedades del elemento número 126 ya mencionado?

En general, mentalmente, se puede prolongar el sistema periódico tan lejos cuanto a uno le venga en ganas, pues el principio físico de su construcción es claro en general. Un aficionado exhibió a uno de los autores de este libro una tabla conteniendo mil elementos. Y a la pregunta lícita de: "¿por qué son nada más que mil, por qué no dos o diez mil?" el "inventor" contestó desconcertado: "Sabe Ud., es que no he tenido más papel a mano. . ."

Es un caso anecdótico, mas en cuanto al elemento número 126 podemos decir en serio y con plena seguridad que pertenecerá a una nueva familia de elementos, una familia sorprendente. Los químicos nunca, jamás han visto algo semejante.

La familia empieza con el elemento número 121. Y todos sus 18 miembros se parecerán entre sí mucho más que nuestros buenos conocidos, los lantánidos. Se puede estar seguro de que los extraños habitantes de la Gran Casa se distinguirán entre sí no más que los isótopos de un mismo elemento.

La causa de este fenómeno radica en que en los átomos de los elementos de esta familia se completará la cuarta capa electrónica contando desde el exterior, mientras que las tres últimas capas tienen estructura completamente igual. ¿Qué diferencia notoria en las propiedades químicas se puede esperar en este caso?

Una de nuestras historietas se titula "Catorce hermanos gemelos". Si decidiéramos describir las propiedades de esta familia hipotética, entonces, para encontrar un título a propósito, tendríamos que resolver un rompecabezas. "Dieciocho absolu-

tamente idénticos" o "Dieciocho y todos con una misma cara". Ya que, como dicen los físicos, la palabra "gemelos" aquí "no trabaja".

Mas nuestro libro no es de ciencia ficción. Por lo tanto, abstengámonos de características concretas en espera de mejores tiempos...

A propósito. Hemos olvidado otro problema: ¿de qué modo ubicar en el sistema periódico a los dieciocho "absolutamente idénticos"?

Palabra de honor, para nosotros esto no está bien claro. No se olviden, además, que hasta ahora no cesan las discusiones acerca del lugar de los lantánidos y actínidos, aunque es una cosa más sencilla.

Pero el cuadro ideal que acabamos de pintar es ideal en el sentido estricto de la palabra. Si en la realidad todo resultara ser así, la tarea de determinar la naturaleza química del elemento N° 126 sería para los químicos un asunto muy complicado pero realizable.

Es mucho más probable otra cosa: en esa remota región del sistema periódico podríamos tropezar con un amplio conjunto de elementos que se distinguirían por una diversidad extraordinariamente rica de propiedades químicas. Existe ya un precedente semejante: se trata de los actínidos ligeros que tienen poco de común con sus análogos, los lantánidos. Mas en el "umbral de lo desconocido" la situación puede llegar a ser mucho más compleja. En este caso es difícil hasta conjeturar qué elemento de los precedentes puede asemejarse al 126...

Es más fácil hacer conjeturas acerca del número 114. Por ahora nadie pone en tela de juicio que debe similar a su hermano menor por el grupo, el plomo. Sin embargo...

A principios del siglo veinte se descubrió una enigmática emisión que penetraba a la atmósfera terrestre desde las profundidades del Universo. Más tarde, cuando los científicos la conocieron mejor, esta emisión recibió el nombre de cósmica. Aunque se habla de los rayos cósmicos como si fueran un solo tipo de emisión, en realidad tienen una composición compleja. Se diferencian las radiaciones primaria y secundaria. La naturaleza de la radiación primaria es relativamente sencilla, pero al pasar por la atmósfera entra en interacción con el aire. Por esta razón cambian esencialmente la composición y las propiedades de la radiación primaria. Así nace la radiación secundaria.

¿De qué se componen los rayos cósmicos primarios? Los científicos hace mucho que intentan encontrar respuesta a esta pregunta empleando distintos métodos. En 1936 el físico austríaco Blau propuso aplicar para el estudio de los rayos cósmicos placas fotográficas. Con este fin un paquete de placas especiales se coloca en una caja opaca, en la que con facilidad penetra la radiación cósmica. Luego, empleando globos-sonda, la caja se eleva a una altura lo más grande posible, donde permanece algún tiempo. La emulsión fotográfica es mucho más densa que el aire, por eso, al chocar con las capas de la emulsión, las partículas que entran en la composición de los rayos cósmicos retienen su vuelo veloz y se retardan, dejando huellas en la emulsión. Estas huellas se denominan trazas. Las trazas se estudian bajo el microscopio, se miden sus distintas características, por ejemplo, el largo, el ancho v la intensidad. Los datos obte-

nidos permiten juzgar sobre las propiedades y la naturaleza de las partículas.

Se puso de manifiesto que en los rayos cósmicos primarios el 93% de las partículas corresponde a los núcleos del átomo de hidrógeno, es decir, a los protones; casi el 6% son núcleos de helio, o sea, partículas alfa. El resto corresponde a los núcleos de los elementos con números atómicos mayores. Esta correlación es muy significativa. Es casi análoga a la que existe entre los elementos encontrados en las más diversas partes del Universo: en el Sol, en las estrellas y en el espacio interestelar. La única diferencia es que los rayos cósmicos contienen más elementos pesados.

Mas, ¿cuáles de los elementos pesados? Al principio se consideró que debían ser el litio, berilio y boro, en una palabra, varios elementos con números atómicos relativamente pequeños. Pero el año 1948 trajo una noticia sensacional: al estudiar las trazas que las partículas dejaban en las placas fotográficas subidas a la atmósfera a la altura de 30 km, se logró identificar partículas pesadas con la carga del núcleo desde 11 hasta 41. Después fueron descubiertos elementos más pesados aún; entre ellos, el último era el indio cuyo número atómico es 49. En la actualidad, ya se puede hablar, prácticamente, de la presencia en la composición de la radiación cósmica primaria de todos los elementos conocidos en la Tierra.

Como es natural, el contenido cuantitativo de distintos elementos se distingue radicalmete. Por ejemplo, hay centenares de miles de veces más hierro con el número atómico 26 que de elementos con los números de 60 a 90. Estos datos son muy interesantes, pero no se puede decir que provocan gran emoción entre los científicos.

Y al fin llegó lo inesperado. En el verano de 1968, el célebre físico inglés Powell, al hacer uso de la palabra en una asamblea de la Academia de Ciencias de la URSS, habló de los trabajos de su discípulo, el profesor Fowler (a propósito, este último es nieto del gran Rutherford).

En los últimos años Fowler lanzó globos-sonda con placas fotográficas a una altura de hasta 40 km. Al estudiar las trazas dejadas por las partículas en estas placas Fowler logró descubrir varias huellas muy gruesas. El estimó que pertenecían al uranio. Se repitieron los experimentos. Volvieron a ascender los globos-sonda, y decenas de metros cuadrados de placas fotográficas se examinaron escrupulosamente bajo el objetivo del microscopio. Entre los millares de trazas fue descubierta una que puso en alerta al científico. Esta traza era muy clara y larga. La partícula que la dejó provocó en el proceso de su frenado en la capa de emulsión fotográfica una ionización extraordinariamente intensa. Ninguno de los núcleos antes descubiertos produjo cuadro parecido. Ni siquiera la traza del torio, elemento con el número atómico 90, tenía un aspecto tan imponente.

Por consiguiente... Al parecer, Fowler vaciló cierto tiempo antes de sacar una conclusión definitiva. Por consiguiente, la traza admirable debe pertenecer a una partícula con una carga nuclear muy grande. Después de largas cavilaciones, Fowler supuso que en la composición de la radiación cósmica primaria entra el elemento con el número atómico 106. O sea, un elemento desconocido en la Tierra y no obtenido aún artificialmente. Claro que no se podía estar seguro al cien por ciento, pero el propio hecho es muy interesante. El interés que provoca este hecho radica en que se correspon-

de bien con las deducciones de los físicos teóricos. Se confirma la sugestiva posibilidad de irrumpir en el campo de los elementos muy pesados y esta confirmación se ofrece desde otro lado. Resulta que no sólo se pueden obtener los elementos superpesados por vía artificial, sino que vale la pena emprender su búsqueda en la naturaleza.

En una palabra, aún no ha terminado la época de los descubrimientos de nuevos elementos.

Y, en fin, entérese de los resultados de los últimos experimentos de Fowler. Se han encontrado 15 trazas que pertenecen a partículas con una carga mayor de 80, tres trazas con una carga que supera 100 y una traza que corresponde a una partícula con una carga superior a 114.

El "santoral" de los elementos

Erase una vez un hombre original que, cuando le contaron de las estrellas, de cómo están constituidas y por qué brillan, dijo: "Todo ello lo entiendo, mas, ¿de qué modo los astrónomos conocieron cómo se nombran las distintas estrellas?"

Los catálogos de los astros contienen centenares de miles de luceros celestes "bautizados". Pero no piensen que todas las estrellas llevan nombres altisonantes como "Betelgeuze" o "Sirio". Para la designación de las estrellas los astrónomos prefieren utilizar una especie de código, combinación de letras y cifras. Y no pueden obrar de otra forma a menos que no quieran embrollarse. En cambio, guiándose por el código, el especialista determina con facilidad en qué parte del firmamento se encuentra la estrella y a qué clase espectral pertenece.

La cantidad de elementos químicos es incomparablemente menor que la de las estrellas. No obstante, también aquí casi cada nombre encierra historias de descubrimientos emocionantes. No era raro el caso en que un químico, al descubrir un nuevo elemento, quedara aturdido: ¿Cómo "bautizar" al "recién nacido"?

Era de importancia encontrar un nombre que por lo menos en algo reflejase las propiedades del elemento. Estos nombres son, por así decirlo, trabajadores. No están rodeados de un halo de romanticismo. Por ejemplo, hidrógeno (en griego, que engendra agua), oxígeno (que engendra ácidos), flúor (destructor), fósforo (portador de luz). En sus denominaciones se fijan importantes propiedades de los elementos.

Algunos elementos están nombrados en honor de los planetas del sistema solar, por ejemplo, selenio y telurio (de las palabras griega y latina que significan Luna y Tierra, respectivamente), uranio, neptunio y plutonio.

Varias denominaciones se han tomado de la mitología. Por ejemplo, tantalio; su nombre se debe a Tántalo, el hijo predilecto de Zeus, que por un sacrilegio cometido ante los dioses fue condenado a una pena insoportable. Este fue sumergido en un río con el agua hasta la barbilla, pendiendo sobre él ramas con jugosas y fragantes frutas. Pero apenas quería aplacar su sed, las aguas huían de sus labios; tan pronto como quería saciar su hambre y extendía las manos hacia las frutas, las ramas se levantaban. Los sufrimientos que soportaban los químicos en sus intentos de separar este elemento de las menas, antes de que su paciencia fuera coronada con el éxito, sólo pueden compararse con el suplicio de Tántalo. . .

Los nombres de titanio y vanadio también son eco de la influencia de los mitos griegos.

Se conocen elementos llamados en honor de diferentes países o partes del mundo. Por ejemplo, germanio, galio (el antiguo nombre de Francia), polonio (en honor de Polonia), escandio (en honor de Escandinavia), francio, rutenio (el nombre latino de Rusia), europio y americio. También existen elementos llamados en honor de ciudades: hafnio (en honor de Copenhague), lutecio (el nombre antiguo de París), berkelio (en honor de la ciudad de Berkeley, EE.UU.), itrio, terbio, erbio e iterbio (estos nombres proceden del de Ytterby, una pequeña ciudad sueca donde por primera vez fue encontrado el mineral que contiene estos elementos).

Al fin y al cabo, en las denominaciones de los elementos se perpetúan los nombres de los grandes científicos: curio, fermio, einsteinio, mendelevio, laurencio.

El único nombre que no figura aún en la partida de nacimiento, es el nombre del elemento número 102, obtenido artificialmente.

Entre los científicos no cesan las discusiones respecto a la procedencia de los nombres de los elementos conocidos desde antaño. Hasta ahora no se puede explicar definitivamente, por qué, digamos, el azufre se llama azufre; el hierro, hierro, y el estaño, estaño.

Ve Ud., cuántas cosas interesantes guarda el "santoral" de los elementos químicos.

Números imprescindibes para la química

Hablando con propiedad, sin estos números la química moderna, una ciencia cuantitativa exacta,

no podría existir. El químico que quisiera realizar una reacción química no sabría qué cantidad de substancias iniciales debe tomar y cuál será el rendimiento de la reacción.

Estos números son los pesos atómicos y moleculares. Sin estos números es imposible cualquier cálculo químico.

No es racional (y esto es aún una expresión muy suave) expresar la masa de los átomos o de las moléculas en las unidades a que estamos acostumbrados (por ejemplo, en gramos o en miligramos): estas magnitudes son demasiado voluminosas. Por ejemplo, el átomo de hidrógeno pesa $1,67 \cdot 10^{-24}$ gramos, el átomo de carbono $19,9 \cdot 10^{-24}$ gramos. El peso atómico de todos los demás elementos es aproximadamente del mismo orden.

Por consiguiente, necesitamos una unidad no absoluta sino relativa.

Los primeros cálculos de los pesos atómicos fueron realizados por el fundador de la teoría atómico-molecular, el químico inglés John Dalton. Este tomó el peso atómico del hidrógeno por una unidad y refirió los pesos atómicos de otros elementos al peso atómico del hidrógeno. La masa del átomo dado, expresada en unidades de hidrógeno, era precisamente el peso atómico.

Los números de Dalton subsistieron en la química casi un siglo. Después fueron rechazados, adoptando en lugar de la unidad de hidrógeno la de oxígeno. Esta equivale a 1/16 de la masa del átomo de oxígeno. La unidad de oxígeno resultó ser preferible, puesto que el oxígeno, a diferencia del hidrógeno, se combina con casi todos los elementos.

Pero en 1961 los químicos rechazaron también esta unidad. Este hecho se explica por las siguien-

tes circunstancias. En la actualidad los pesos atómicos de los elementos se determinan con una precisión muy alta, empleando instrumentos especiales, los espectrógrafos de masas. Esta determinación se basaba en la llamada escala física de los pesos atómicos. La base de esta escala es 1/16 de la masa del isótopo de oxígeno más difundido, el oxígeno-16.

Sin embargo, paralelamente a esta escala existía otra: la escala química. Se fundamentaba en una magnitud algo distinta, precisamente en 1/16 de la masa media del átomo de oxígeno natural. Mas, como se sabe, el oxígeno natural tiene tres isótopos:

Por esta razón, el valor de la unidad de oxígeno era distinto entre los físicos y entre los químicos. Aunque si se conocía el valor del peso atómico por una escala se podía calcular su valor por la otra. Así, para obtener el peso atómico "físico" era necesario multiplicar el valor "químico" por un número bastante incómodo: 1,000275.

Realizar esta multiplicación es una cosa sencilla, pero la verdadera dificultad radicaba en otro hecho. Como quiera que los físicos y los químicos empleaban "sus" escalas, obtenían valores diferentes para muchas magnitudes importantísimas de la química, por ejemplo, para el número de Avogadro o para la constante universal de los gases. Además, el propio factor para pasar de una escala a otra tampoco era una magnitud constante: varía en dependencia de las oscilaciones de la composición isotópica del oxígeno natural. En fin, el oxígeno-16 resultó ser un isótopo poco conveniente para la determinación de los pesos atómicos con un espectrógrafo de masas.

Esta fue la causa de que los científicos llega-

ron a la conclusión de que tenían que rechazar la unidad de oxígeno. En lugar de esta última fue introducida la unidad de carbono, es decir, por la unidad de peso atómico fue tomada 1/12 de la masa del isótopo de carbono-12. En vez de dos escalas se creó una sola, siendo ésta universal.

No es difícil pasar de los pesos atómicos según el "oxígeno" a los de acuerdo con el "carbono". Para este objeto existe una fórmula simple: el peso atómico en las unidades de carbono es igual al peso atómico en unidades de oxígeno multiplicado por 0,999957.

Cabe señalar que hubo otro pretendiente al lugar de la unidad de la nueva escala de los pesos atómicos: el isótopo del flúor, ^{19}F. Este también representaba muchas ventajas, al extremo que los científicos durante mucho tiempo no podían decidir cuál era preferible: el carbono o el flúor. El problema fue resuelto por mayoría de votos, cosa que no ocurre en la ciencia cada lunes ni cada martes.

LA SERPIENTE MORDIENDO SU COLA

El alma de la ciencia química

Casi todo lo que nos rodea en la Tierra consta de compuestos químicos. De las más diversas combinaciones de elementos químicos.

Sólo una parte infinitamente pequeña de la materia terrenal se presenta en forma de substancias elementales: gases nobles, metales de la familia del platino, oro, plata, mercurio, antimonio, así como carbono en diferentes formas. Quizá no haya nada más.

Es posible que en tiempos muy remotos el coágulo de la materia cósmica, del que en fin de cuentas nació nuestro planeta, se hubiera formado únicamente de los átomos de un centenar de elementos químicos. Habían transcurrido siglos, milenios, millones de años. Se modificaban las condiciones. Los átomos entraban en reacciones recíprocas. El gigantesco laboratorio químico de la naturaleza comenzó su labor. La naturaleza-químico en el curso de su larga evolución aprendió a preparar las substancias más diversas. Desde la simple molécula de agua hasta las complejísimas proteínas.

La evolución del globo terráqueo y de la vida que en éste existe se debe en grado considerable a la química.

Ya que toda la diversidad de los compuestos químicos surgió gracias a los procesos que se denominan reacciones químicas. Estas últimas son la verdadera alma de la ciencia química y su contenido principal. Es imposible calcular ni siquiera aproximadamente, cuántas reacciones químicas

tienen lugar en el mundo, digamos, durante un solo segundo.

Para que el hombre pueda pronunciar, por ejemplo, la palabra "segundo", en su cerebro deben operarse numerosos procesos químicos. Nosotros hablamos, pensamos, nos alegramos o entristecemos, y tras todas estas acciones se ocultan millones de reacciones químicas. No las vemos — aunque de paso, sin pensar en ello — pero observamos diariamente una enorme cantidad de interacciones químicas.

. . .Echamos al té una rodaja de limón y el color del té se vuelve menos intenso, encendemos un fósforo y el palillo de madera se quema convirtiéndose en carbono.

Todo esto son reacciones químicas.

El hombre primitivo que aprendió a encender la hoguera, al mismo tiempo era el primer químico. De acuerdo con su deseo realizó la primera reacción química, la reacción de oxidación. La más necesaria y la más importante en la historia de la humanidad.

Esta reacción proporcionó calor a nuestros remotos antepasados, calentando sus viviendas en los días de frío. En nuestros tiempos esta reacción abrió el camino al cosmos, propulsando al espacio cohetes de muchas toneladas de peso. La leyenda de Prometeo que regaló fuego al hombre es al mismo tiempo la leyenda sobre la primera reacción química.

Cuando entran en acción recíproca substancias simples o complejas, por regla general, dan señal de esta interacción.

Echese un pedacito de zinc a la solución de ácido sulfúrico. Al instante, empiezan a levantarse burbujas de gas y pasado un rato el pedacito de

metal desaparecerá. El zinc se ha disuelto en el ácido, acompañándose este fenómeno del desprendimiento de hidrógeno. Usted, con sus propios ojos, ha observado el proceso.

O bien, enciéndase una bolita de azufre. Arde con llama azulenca produciendo un olor asfixiante: el azufre se combina con el oxígeno y forma un compuesto químico, el anhídrido sulfuroso.

Tan pronto como se moja con agua el polvo blanco de sulfato de cobre anhidro $CuSO_4$, éste adquiere coloración azul. La sal se combina con agua y se forman cristales azules de vitriolo azul $CuSO_4 \cdot 5H_2O$. Las substancias de este tipo se denominan hidratos cristalinos.

¿Conoce Ud. el proceso de apagar la cal? Sobre la cal viva se echa agua y se obtiene cal muerta $Ca(OH)_2$. El color de la substancia no cambia, pero es muy fácil comprobar que la reacción ha tenido lugar. ¿De qué modo? Al apagar la cal se desprende mucho calor.

La primera condición indispensable de todas las reacciones químicas, sin excepción, es que se desarrollan con desprendimiento o absorción de energía térmica. A veces se desprende una cantidad de calor tan grande, que esto es fácil determinar a tientas. Y si esta cantidad es pequeña, acuden en ayuda métodos especiales de medición.

Rayos y tortugas

Una explosión es algo terrible. Terrible porque ocurre instantáneamente. En fracciones de segundo.

Pero, ¿qué es una explosión? Es una reacción química común y corriente, que se acompaña de un desprendimiento de grandes cantidades de gas.

Es el ejemplo de un proceso químico que transcurre momentáneamente. Digamos, la quema de la pólvora en el cartucho. O la explosión de la dinamita.

Sin embargo, la explosión es un caso extremo. La mayor parte de las reacciones se desarrolan en intervalos de tiempo más o menos prolongados.

Hay muchas reacciones cuyo curso es tan lento que es difícil descubrirlo.

. . .En un recipiente de vidrio están mezclados dos gases: el hidrógeno y el oxígeno, o sea, partes integrantes del agua. El recipiente puede mantenerse sin cambios un plazo indeterminado: un mes, un año, cien años. Pero en la superficie del vidrio no se ve ni una gota de agua. Parece que el hidrógeno, en general, no se combina con el oxígeno. Mas en realidad sí se combina. Sólo que con extraordinaria lentitud. Deben pasar milenios para que en el fondo del recipiente se forme una cantidad apenas perceptible de agua.

¿En qué reside el quid de la cuestión? En la temperatura. A la temperatura ambiente (15 – 20°C) el hidrógeno y el oxígeno interactúan, pero muy lentamente.

No obstante, tan pronto como se calienta el recipiente, sus paredes quedan humedecidas, que es una señal segura de que la reacción está desarrollándose. A 550°C el recipiente se hace añicos, ya que a esta temperatura el hidrógeno y el oxígeno reaccionan con explosión.

¿Cuál es la causa de que el calor acelere tanto el curso de este proceso químico, obligando a la tortuga a moverse con velocidad de un rayo?

El hidrógeno y el oxígeno en estado libre se presentan en forma de moléculas H_2 y O_2. Para unirse en la molécula de agua, deben chocar.

Cuanto más frecuentes son esas colisiones, con tanta mayor probabilidad se forma la molécula de agua. A temperatura y presión ambiente cada molécula de hidrógeno choca con una molécula de oxígeno más de ... diez mil millones de veces por segundo. Si cualquier choque hubiera llevado a la interacción química, la reacción se realizaría más rápidamente que una explosión: ¡en 0,000 000 0001 de segundo!

Pero no notaremos ningún cambio en nuestro recipiente ni hoy, ni mañana, ni dentro de diez años. En condiciones normales, sólo muy pocas colisiones llevan a la reacción química. La explicación de este fenómeno reside en que las que chocan son las moléculas de hidrógeno y oxígeno.

Antes de reaccionar estas moléculas deben disociarse en átomos. O, más precisamente, deben distenderse los enlaces de valencia entre los átomos de oxígeno y los de hidrógeno en sus moléculas. Deben distenderse hasta tal grado que no impidan la asociación de los átomos heterogéneos de hidrógeno y oxígeno. Es la temperatura la que hace las veces de látigo arreando la reacción. Obliga a las moléculas a oscilar más fuertemente, lo que a su vez distiende los enlaces de valencia. Y cuando el hidrógeno y el oxígeno se encuentran a nivel atómico, la reacción entre ellos es instantánea.

Una barrera maravillosa

Figurémonos un cuadro extraño.

Al instante que mezclamos el hidrógeno con el oxígeno aparece el vapor de agua. Apenas una plaquita de hierro entra en contacto con el aire, inmediatamente se cubre de ornamento rojizo de

herrumbre y pasado algún rato el duro y brillante metal se convierte en polvo friable de óxido.

Todas las reacciones químicas, sin ninguna excepción, empiezan a desarrollarse con una velocidad que da envidia. Todas las moléculas empiezan a reaccionar una con otra independientemente de la energía que poseen. Cada choque de dos moléculas lleva inevitablemente a su unión química.

De la Tierra desaparecieron los metales, ya que se oxidaron. Las substancias orgánicas complejas, incluyendo las que forman parte de la composición de la célula viva, se convirtieron en compuestos simples, pero más estables.

¡Qué cuadro de un mundo tan singular! Un mundo sin vida, un mundo sin química, un mundo fantástico de compuestos muy estables que no tienen ningún deseo de entrar en interacciones químicas.

Afortunadamente, no nos amenaza tal pesadilla. En el camino de la "catástrofe química" universal se interpone una barrera maravillosa.

Esta barrera es la así llamada energía de activación. La energía de las moléculas, para que éstas puedan entrar en reacción química, debe ser no inferior a las correspondientes magnitudes de la energía de activación.

Por ejemplo, entre las moléculas de hidrógeno y oxígeno, incluso a temperatura ambiente, siempre hay tales cuya energía sea igual a la energía de activación o mayor que ésta. Por esta razón, la formación de agua tiene lugar incluso en estas condiciones, aunque el proceso transcurre con extraordinaria lentitud, por mera circunstancia de que existen muy pocas moléculas suficientemente enérgicas. La temperatura elevada, en cambio, conduce a que muchas moléculas alcanzan la ba-

rrera de activación y el número de actos de interacción química de hidrógeno y oxígeno crece enormemente.

La serpiente mordiendo su cola

La medicina tiene su símbolo que sobrevivió de los tiempos muy remotos. Por ejemplo, incluso hoy día se puede ver en las hombreras de los médicos militares una serpiente rodeando un vaso.

Resulta ser que la química tiene un símbolo parecido. Es la serpiente mordiendo su cola.

Los pueblos antiguos profesaron el culto de signos místicos de toda índole, y los historiadores modernos ven gran dificultad en la explicación de su sentido.

Dejando a un lado la mística, podemos decir que la "serpiente química" simboliza una cosa bien determinada que es una reacción química reversible.

Dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno al combinarse dan una molécula de agua. Al mismo tiempo otra molécula de agua se descompone en sus partes integrantes. O sea, paralelamente se desarrollan dos reacciones contrarias: la formación de agua (reacción directa) y su descomposición (reacción inversa). El químico que quiere reflejar en el papel estos procesos contradictorios escribe: $2H_2 + O_2 \rightleftarrows 2H_2O$. La flecha con su punta orientada a la derecha indica el curso de la reacción directa y la con la punta a la izquierda, la dirección de la reacción inversa.

En principio, todas las reacciones químicas, sin excepción alguna, son reversibles.

En el comienzo prevalece la reacción directa. El platillo de la balanza se inclina hacia el lado



de la formación de moléculas de agua. Luego cobra fuerzas la reacción inversa. Y, finalmente, llega el momento en que el número de moléculas que se forman es igual al de las que se descomponen. De izquierda a derecha o de derecha a izquierda las reacciones transcurren a igual velocidad.

El químico dirá que ha llegado el equilibrio.

Tarde o temprano el equilibrio se establece en cualquier reacción química. A veces de inmediato, a veces dentro de muchos días. Los casos son distintos.

En su actividad práctica la química persigue dos objetivos. En primer lugar, aspira a alcanzar que un proceso químico se desarrolle hasta el final y que todas las substancias iniciales reaccionen entre sí. En segundo lugar, plantea el problema de conseguir el rendimiento máximo del producto necesario. Para alcanzar estos fines es necesario

aplazar al máximo el momento del establecimiento del equilibrio químico. Sí, a la reacción directa; no, a la inversa.

Este es el caso en que el químico debe recurrir a las matemáticas para determinar la razón entre dos valores: entre la concentración de los productos formados y la concentración de las substancias iniciales.

Esta razón es una fracción. Cada fracción es tanto mayor cuanto mayor es su numerador y menor su denominador.

Si la reacción directa prevalece, la cantidad de productos obtenidos, con el tiempo, supera la cantidad de substancias iniciales. El numerador será mayor que el denominador. Se forma una fracción impropia. En caso contrario, tenemos una fracción propia.

El químico denomina el valor de esta fracción constante de equilibrio K de la reacción. Si quiere que la reacción química dé la máxima cantidad del producto necesario, previamente debe calcular el valor de K a diferentes temperaturas.

Ahora mostraremos qué aspecto tiene esa "aritmética" en la práctica.

Para la síntesis de amoníaco, K, a temperatura ambiente, es aproximadamente igual a 100 millones.

Al parecer, en esas condiciones, la mezcla de nitrógeno e hidrógeno debe convertirse instantáneamente en amoníaco. Pero no se convierte, ya que es demasiado pequeña la velocidad de la reacción directa. ¿Quizá el aumento de temperatura ayude a salir del apuro?

Calentamos la mezcla hasta 500 grados. . .

En ese instante el químico nos sujeta por la mano:

— Pero, ¡qué hacéis! ¿A dónde vais a parar por ese camino?

Y de veras, muy a tiempo nos detuvo ese químico con sus cálculos. Estos muesran que a 500°C, K constituye tan sólo... ¡seis mil, $6 \cdot 10^3$! O sea, se abre el camino para la reacción inversa $2NH_3 \rightarrow 3H_2 + N_2$. Y nosotros seguiríamos calentando la mezcla, sorprendiéndonos por qué no obtenemos nada.

Lo más ventajoso para la síntesis de amoníaco es una temperatura la más baja posible y presiones muy altas. En este caso ayuda otra ley más, que reina en el mundo de las reacciones químicas.

Esta ley lleva el nombre de principio de Le Chatelier, en honor del científico francés que la descubrió.

Imaginémonos un resorte incrustado en un soporte fijo. Si no se comprime ni extiende se puede decir que está en equilibrio. Pero si se empieza a comprimir o a extenderlo, el resorte sale del estado de equilibrio. Al mismo tiempo crecen sus fuerzas elásticas que actúan en contra de su compresión o alargamiento. En fin de cuentas llega el momento en que las dos fuerzas se compensan. El resorte de nuevo vuelve al estado de equilibrio, pero este equilibrio será de otra índole, no inicial. Está desplazado al lado de la compresión o del alargamiento.

El cambio del estado de equilibrio del resorte es una analogía (aunque aproximada) a la acción del principio de Le Chatelier. La química da la siguiente definición. Sea una fuerza exterior que actúa sobre el sistema en equilibrio. Entonces, el equilibrio se desplaza en la dirección que indica la fuerza exterior. El desplazamiento dura hasta

que las fuerzas reactivas se igualen con las exteriores.

Volvamos al ejemplo de obtención de amoníaco. De acuerdo con la ecuación de la reacción de su síntesis se ve que de cuatro volúmenes de los gases iniciales (tres de hidrógeno y uno de nitrógeno) se obtienen dos volúmenes de amoníaco gaseoso ($2NH_3$). El aumento de la presión exterior siempre conduce a la disminución del volumen. En este caso la disminución del volumen es ventajosa. "El resorte se comprime". La reacción se desarrolla principalmente de izquierda a derecha $3H_2 + N_2 \rightarrow 2NH_3$ y el rendimiento de amoníaco aumenta.

En la síntesis de amoníaco se desprende calor. Si calentamos la mezcla, la reacción transcurrirá de derecha a izquierda, ya que el calentamiento conduce al aumento del volumen de los gases, mientras que, como sabemos, el volumen de las substancias iniciales ($3H_2$ y N_2) es mayor que el del producto obtenido ($2NH_3$). Por consiguiente, la reacción inversa prevalece sobre la directa. "El resorte se extiende".

En ambos casos se establece un nuevo equilibrio. Pero en el primero corresponderá a la elevación del rendimiento de amoníaco y en el segundo, a su brusca disminución.

Cómo la "tortuga" se convierte en "rayo", y viceversa

Hace algo más de cien años un químico, con gran cuidado, introdujo, en un recipiente con una mezcla de hidrógeno y oxígeno, un alambre de platino.

Ocurrió algo inesperado. El recipiente se llenó de niebla: vapor de agua. La temperatura perma-

necía invariable, la presión se mantenía igual que antes, sin embargo, la reacción entre el hidrógeno y oxígeno "calculada" para milenios transcurrió en varios segundos.

Pero los milagros no acabaron. El alambre de platino que unió instantáneamente los dos gases no cambió en nada. Su aspecto exterior, su composición química y su peso después del experimento eran los mismos que antes de éste.

El científico no era ningún prestidigitador, de esos que inventan trucos ingeniosos para maravillar al público. El químico alemán Döbereiner era un investigador muy serio. El fenómeno que él observaba ahora se denomina catálisis y las substancias capaces de convertir las "tortugas" en "rayos" se llaman catalizadores. Existe una inmensa cantidad de catalizadores. Como tales pueden servir metales, duros y en polvo, óxidos de los más diversos elementos, sales y bases. Además, se pueden aplicar en forma pura y mezclados.

La síntesis de amoníaco realizada sin catalizador es poco eficaz, por mucho que variemos las presiones y las temperaturas. Otra cosa ocurre en presencia de un catalizador. La reacción se acelera considerablemente por la mera presencia del hierro metálico común y corriente con una mezcla de óxidos de aluminio y potasio.

La química del siglo XX debe su inaudito florecimiento precisamente al empleo de los catalizadores. Como si esto fuera poco, se descubrió que los diversos procesos vitales en los organismos animales y vegetales transcurren gracias a la acción de catalizadores especiales llamados fermentos. La química de lo vivo y de lo muerto: ¡tal es la esfera de acción de los maravillosos aceleradores!



¿Y si en vez de alambre de platino se toma uno de cobre, aluminio o hierro? ¿Volverán a nublarse las paredes del recipiente? Lamentablemente, ¡no! El hidrógeno y el oxígeno no manifiestan ningún deseo de reaccionar análogamente a como lo hicieron en presencia de la varita mágica de platino. . .

Tal o cual proceso no puede ser acelerado con una substancia cualquiera. Por eso los químicos dicen que los catalizadores son de acción selectiva, es decir, son capaces de influir activamente en una reacción sin prestar la más mínima atención a otra cualquiera. Naturalmente que hay excepciones de esta regla. Por ejemplo, el óxido de aluminio sirve de catalizador en varias decenas de reacciones de síntesis tanto de compuestos orgánicos como inorgánicos. Finalmente, diferentes catalizadores pueden hacer que la mezcla de las mismas substancias reaccione de modo distinto, dando diferentes productos.

Existen tambén otras substancias no menos asombrosas que se llaman promotores. Tomados individualmente, no influyen de ningún modo en el curso de la reacción: no la aceleran ni la inhiben. Pero al añadirlos a un catalizador, aceleran la reacción en un grado mucho mayor que el catalizador aislado. El alambre de platino "impurificado" por el hierro, aluminio o dióxido de silicio produciría en la mezcla de hidrógeno y oxígeno un efecto mucho más impresionante.

Existe, además, otra catálisis: la inversa. Hay anticatálisis y anticatalizadores. Los científicos denominan inhibidores a estos últimos, lo que significa "retardadores". Su tarea es retardar las reacciones químicas que transcurren con gran velocidad.

Reacciones en cadena

... En un matraz de vidrio están mezclados dos gases: el cloro y el hidrógeno. En condiciones normales reaccionan muy lentamente. Pero encendemos cerca del matraz virutas de magnesio.

Instantáneamente se produce una explosión (si alguien quiere realizar este experimento, obligatoriamente tiene que guardar el matraz bajo una rejilla protectora de alambre grueso).

¿Por qué la mezcla de cloro en hidrógeno explota por acción de la luz intensa?

Porque se opera una reacción en cadena. Si se calentara el matraz hasta unos 700°C, también explotaría al instante, ya que el cloro y el hidrógeno se combinarían inmediatamente. En una fracción de segundo. Para nosotros esto no sería una sorpresa, pues el calor aumentará en muchas veces

la energía de activación. Pero en el experimento que acabamos de mencionar la temperatura no varía. Fue la luz la que provocó esta reacción.

Los fotones, porciones mínimas de luz, son portadores de gran energía, mucho mayor de la que es necesaria para la activación de la molécula. De pronto en el camino del fotón se interpone la molécula de cloro. El fotón la descompone en átomos transmitiéndoles su energía.

Los átomos de cloro cobran el estado de excitación, rico en energía. Estos átomos, a su vez, se "abalanzan" sobre las moléculas de hidrógeno y las desintegran en átomos, uno de los cuales se combina con el átomo de cloro y el otro queda libre. Pero está excitado, tiene un vehemente deseo de repartir su energía. ¿Con quién? Con la molécula de cloro. En cuanto choca con ésta, la molécula flemática de cloro deja de existir.

Otra vez queda en libertad el átomo activo de cloro que no tarda en encontrar dónde aplicar su fuerza.

Así resulta una larga y sucesiva cadena de reacciones.

Tan pronto como empieza la reacción, más y más moléculas nuevas se activan debido a la energía que se desprende como resultado de la reacción. La velocidad de reacción crece cual una avalancha de nieve precipitándose de las montañas. Cuando la avalancha alcanza el valle, queda en calma. La reacción en cadena se extingue cuando todas las moléculas están englobadas por ésta, es decir, todas las moléculas de hidrógeno y cloro han reaccionado.

Los químicos conocen una multitud de reacciones en cadena. Y el que hizo una aportación sumamente grande en su estudio es el eminente

científico soviético N. N. Semiónov. Los físicos también conocen reacciones en cadena. Por ejemplo, la desintegración de los núcleos de uranio por los neutrones es el modelo de una reacción física en cadena.

Cómo la químca trabó amistad con la electricidad

Un hombre respetable, muy estimado por todos sus conocidos, eligió una ocupación que a primera vista parecía algo extraña.

Al principio preparaba pequeños discos metálicos. Muchas decenas de discos de cobre y de zinc. Después comenzó a cortar circulitos de esponja e impregnarlos de agua salada. Hecho esto, el hombre empezó a superponer los discos y circulitos unos sobre otros al igual que un niño cuando construye una pirámide. A decir verdad, en sus ejercicios observaba una sucesión determinada: disco de cobre-circulito de esponja-disco de zinc. La misma combinación de circulitos se repitió numerosas veces. En una palabra, hasta que la pila obtenida se derrumbó.

El hombre tocó con el dedo húmedo la base de su original construcción y apartó rápidamente la mano. Recibió, como se dice, un "golpe" eléctrico.

De este modo, en 1 800 el famoso físico italiano Alejandro Volta creó la pila eléctrica, la fuente química de corriente. La electricidad en la "pila voltaica" apareció debido a reacciones químicas.

Era el nacimiento de una nueva ciencia, la electroquímica.

En las manos de los científicos surgió un nue-

vo aparato que dio la posibilidad de obtener corriente eléctrica durante un período relativamente prolongado. Hasta que en la "pila voltaica" no se interrumpen los procesos químicos.

La idea de esclarecer cómo influye la electricidad en las substancias más diversas parecía muy sugestiva.

Dos ingleses, el médico Carlyle y el ingeniero Nicholson, eligieron como objeto de estudio el agua. En aquel entonces, los químicos tenían ya bastantes fundamentos para afirmar que el agua consta de hidrógeno y oxígeno. Sin embargo, no se lograba confirmar definitivamente esa conjetura en el experimento.

Los científicos aprovecharon una pila eléctrica consistente en 17 células voltaicas. Esta daba una corriente muy fuerte. El agua sometida a su acción empezó a descomponerse impetuosamente en dos gases: hidrógeno y oxígeno, es decir, empezó la electrólisis. Así se llama el proceso de descomposición de una substancia por la corriente eléctrica.

Enemigo número uno...

Centenares y miles de altos hornos funden acero y hierro colado en todo el mundo. Los economistas de distintos países calculan escrupulosamente cuántos millones de toneladas de metal se han producido este año y hacen pronósticos sobre cuánto metal se fundirá el año que viene.

Y estos mismos economistas nos comunican un hecho que nos deja estupefactos: cada octavo alto horno trabaja en balde. Anualmente, cerca del 12% del metal producido se pierde sin provecho alguno para la humanidad, devorado por el ene-

migo implacable. . . Este enemigo es la herrumbre, que en el lenguaje de la ciencia se denomina corrosión de metales.

Sus víctimas no sólo son los metales ferrosos, sino también los no ferrosos: cobre, estaño y zinc.

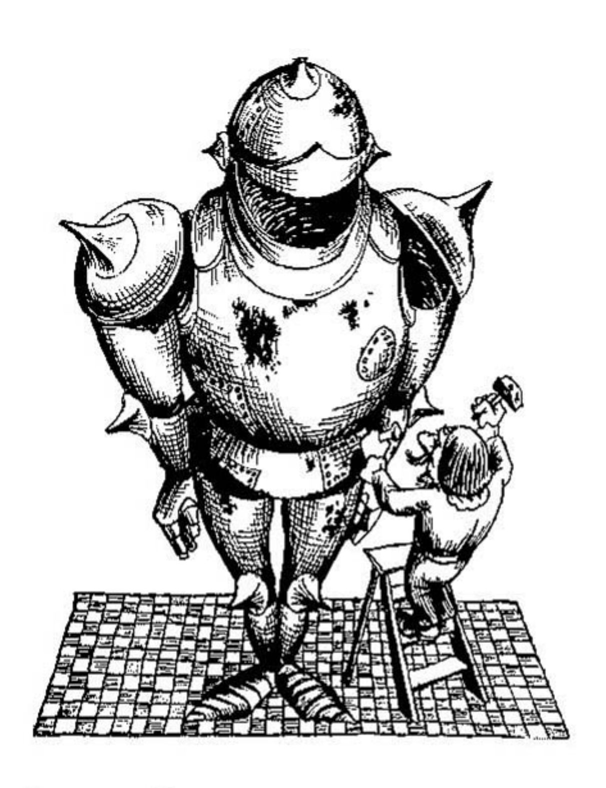
Se llama corrosión a la oxidación de los metales. La mayoría de éstos, en estado libre, no es muy estable. La superficie brillante de un objeto metálico expuesto al aire con el tiempo se cubre de ornamento multicolor que es un mal presagio.

Al oxidarse, los metales y las aleaciones pierden muchas de sus valiosas propiedades. Disminuyen su resistencia y elasticidad, sus conductividades térmica y eléctrica.

Una vez iniciado, el proceso de corrosión no se detiene a medio camino. Aunque no sea de golpe, el "diablo rojizo" se come el artículo metálico hasta el fin. Las moléculas de oxígeno se ponen en contacto con la superficie del metal, formándose las primeras moléculas de óxido. Se produce, como suele decirse, la película de óxido. Es bastante porosa y a través de ella, como por un tamiz, penetran los átomos de metal, para oxidarse inmediatamente. Y, al contrario, a través de los poros de la película en el interior del metal se infiltran moléculas de oxígeno para continuar su trabajo destructor.

En un medio ambiente químico más agresivo el proceso de corrosión se desarrolla más rápidamente. El cloro, el flúor, el gas sulfuroso y el sulfuro de hidrógeno son enemigos no menos peligrosos de los metales. Los químicos llaman el fenómeno en que los gases corroen los metales, corrosión por gases.

¿Y las distintas soluciones? También son muy peligrosas para los metales. Por ejemplo, el agua



de mar ordinaria. De tiempo en tiempo es indispensable emplazar en los diques grandes barcos oceánicos para hacerles reparación general, porque el revestimiento de sus fondos y bordas está corroído y necesita ser cambiado.

He aquí una historia aleccionadora sobre un millonario norteamericano que una vez fracasó rotundamente en sus propósitos.

El millonario tuvo ganas de poseer el mejor yate del mundo. Encargó el proyecto e inventó el

nombre emocionante de "El mar llama". No escatimó dinero y los ejecutores se desvivían por agradar al cliente. Quedó muy poco trabajo, nada más que guarnecer los camarotes.

Pero el yate no llegó a elevar anclas, no pudo atender a la llamada del mar. Un poco antes del día solemne, su cuerpo y su fondo estaban destruidos por la corrosión.

¿Por qué? Porque la corrosión es un proceso electroquímico.

Los constructores del yate quisieron revestirlo con metal Monel, aleación de níquel y cobre. Su decisión era justa, porque esa aleación, aunque cara, es muy estable a la corrosión en el agua de mar. Es estable, pero su resistencia mecánica no es muy grande. Por eso muchas piezas del yate se tuvo que hacer de otros metales, de aceros especiales.

Esto fue la pérdida del yate. En los sitios de contacto del metal Monel con el acero se creó una potente célula galvánica y el fondo del barco empezó a destruirse inmediatamente. El final era triste.

No se puede describir la angustia del millonario, y los constructores del yate tuvieron que guardar en la memoria, de una vez y para siempre, una de las leyes de la corrosión: su velocidad crece bruscamente si al metal base se adicionan otros, que forman con el primero una célula galvánica.

...Y cómo combatirlo

Durante muchos siglos se puede ver en Delhi una columna maravillosa. Maravillosa porque está hecha de hierro puro. El tiempo no tiene poder sobre ésta. Los siglos pasan, mas la columna sigue

pareciendo nueva y no se cubre de herrumbre, como si la corrosión en este caso hubiera traicionado sus costumbres...

Es un enigma no descubierto cómo los metalúrgicos de antaño se las ingeniaron para fundir este hierro tan puro. Hasta hubo cabezas locas que afirmaron que no eran manos humanas las que produjeron esta maravilla. Que los seres de otros mundos erigieron este obelisco en memoria de su estancia en la Tierra.

Pero si privamos la columna de la aureola enigmática de su procedencia, queda nada más que un hecho muy importante para los químicos: cuanto más puro es el metal, tanto más lenta es la acción destructora de la corrosión.

Si se quiere combatir con éxito la corrosión, es necesario aplicar metales lo más puros posible.

En este caso es esencial no sólo la pureza. Es importante que sea elaborada cuidadosamente la superficie de la pieza metálica. Pues resulta que "prominencias" o "baches" aislados pueden desempeñar el papel de inclusiones ajenas. Los científicos y los ingenieros lograron obtener superficies lisas, casi ideales. Los artículos con tal superficie ya encuentran aplicación en las estructuras de los cohetes y las naves cósmicas.

De este modo, ¿es resuelto el problema de la lucha contra la corrosión? De ninguna forma. La obtención de metales muy puros, y, además, en grandes cantidades es una cosa laboriosa, compleja y muy cara. Además, la técnica prefiere tratar con las aleaciones. Estas tienen una gama mucho más rica de propiedades diferentes, ya que una aleación representa, como mínimo, dos metales.

En realidad, los químicos estudiaron bastante

bien los distintos mecanismos de la corrosión. Y cuando se preparan a obtener una nueva aleación con propiedades preestablecidas, discurren con atención sobre el aspecto "corrosivo" del problema. Ahora se han creado muchas aleaciones que se distinguen por su gran estabilidad respecto a la corrosión.

En la vida cotidiana tropezamos por doquier con artículos galvanizados y estañados. El hierro se recubre con una película de zinc o estaño para pretegerlo contra la herrumbre. Este método puede ayudar algún tiempo. También recuérdese los tejados de hierro de las casas, recubiertos con una capa gruesa de pintura al óleo.

Ablandar y disminuir la corrosión significa, además, retardar bruscamente, por cualquier procedimiento, la velocidad de las reacciones electroquímicas que constituyen el quid del proceso de corrosión. Con este fin se emplean, precisamente, substancias inorgánicas y orgánicas especiales, los así llamados inhibidores.

Al principio los buscaban a tientas y los descubrían por casualidad.

Los armeros de Rusia del siglo XVII aplicaron un procedimiento interesante. Para limpiar los cañones de los fusiles de la costra los lavaban (decapaban) con ácido sulfúrico al que previamente añadían afrecho de trigo. Este método primitivo permitía proteger el metal de su disolución por el ácido.

En la actualidad, la búsqueda de nuevos inhibidores no es una creación inspirada ni la espera de una feliz casualidad, sino una ciencia exacta. Se conocen centenas de diversos inhibidores químicos de corrosión.

Hace falta prestar atención a la "salud" de los

metales antes de que se "enfermen" de corrosión. Esta es la principal solicitud de los químicos "curanderos" de metales.

Un chorro luminoso

¿Cuántos estados de la materia se conocen? Los físicos modernos cuentan ni más ni menos que siete. Tres de éstos son bien conocidos: están representados por el gas, el líquido y el sólido. Propiamente hablando, en nuestra vida cotidiana no nos encontramos prácticamente con nigún otro estado.

La propia química durante muchos siglos también se satisfizo con ellos. Tan sólo en el último decenio esta ciencia empezó a tratar con el cuarto estado de la materia, el plasma.

En cierto grado, el plasma también es un gas. Pero un gas insólito. En su composición entran no sólo partículas neutras, átomos y moléculas, sino también iones y electrones. Las partículas ionizadas existen también en el gas ordinario y su cantidad es tanto mayor cuanto más elevada es su temperatura. Por eso no hay una línea divisoria nítida entre el gas ionizado y el plasma. Sin embargo, convencionalmente se considera que el gas se transforma en plasma cuando empieza a manifestar las principales propiedades de este último, por ejemplo, alta conductividad eléctrica.

Aunque a primera vista esto parece paradójico, el plasma, en el Universo, es el dueño de la situación. La substancia del Sol y de las estrellas y de los gases del espacio cósmico se encuentra en el estado de plasma. Es el plasma natural. En la Tierra, el plasma hace falta obtenerlo artificialmente, en unos dispositivos especiales llama-

dos plasmotrones. En estos aparatos, empleando el arco eléctrico, los distintos gases (helio, hidrógeno, nitrógeno y argón) se transforman en plasma. Debido a que el chorro luminoso del plasma está comprimido por el canal estrecho de la tobera del plasmotrón y por el campo magnético, en el chorro se desarrolla una temperatura de varias decenas de miles de grados.

Los químicos hace mucho que han soñado con esas temperaturas, puesto que es difícil sobreestimar el papel que juegan las altas temperaturas en muchos procesos químicos. Ahora este sueño se ha hecho realidad, dando comienzo al surgimiento de una nueva rama de la química, plasmoquímica o química del plasma "frío".

¿Por qué frío? Porque existe además el plasma "caliente", encandecido hasta varios millones de grados. Precisamente con su ayuda los físicos aspiran a realizar la síntesis termonuclear, es decir, efectuar la reacción nuclear dirigida de transformación de hidrógeno en helio.

Pero los químicos se conforman perfectamente con el plasma "frío". ¿Acaso existe otra cosa tan sugestiva como el estudio del desarrollo de procesos químicos a una temperatura de diez mil grados?

Los escépticos suponían que este trabajo es cosa perdida, ya que en esa atmósfera incandescente lo único que espera a todas las substancias sin excepción es su destrucción, la disociación de las moléculas más complejas en átomos y iones individuales.

El cuadro obtenido en la realidad resultó ser mucho más complicado. El plasma no sólo destruía sino también creaba. En él transcurrían de muy buena gana procesos de síntesis de nuevos

compuestos químicos, entre ellos de aquellos que no se podían formar por otros procedimientos. Eran substancias asombrosas, no descritas en ningún libro de química: Al_2O, Ba_2O_3, SO, SiO, $CaCl$, etc. En estos compuestos los elementos acusaban valencias insólitas, anómalas. Todo ello representaba gran interés, pero la química del plasma se planteaba tareas de mayor importancia práctica, las de obtener substancias valiosas conocidas rápidamente y a bajo precio.

He aquí varias palabras sobre sus logros.

Es muy conocido el importante papel que desempeña el acetileno en muchos procesos de la síntesis orgánica, por ejemplo, para la producción de plásticos, cauchos, colorantes y medicinas. Mas hasta ahora el acetileno se prepara a la antigua: descomponiendo con el agua el carburo de calcio. El proceso resulta caro y tiene muchas inconveniencias.

En el plasmotrón el asunto es completamente distinto. Empleando hidrógeno, se crea un plasma de temperatura de 5000°C. El chorro del plasma de hidrógeno lleva su enorme energía a un reactor especial al cual se suministra metano. Este último se mezcla intensamente con el hidrógeno, y en una diezmilésima de segundo más del 75% de metano se convierte en acetileno.

¿Un proceso ideal? ¡Esto es indiscutible! Pero por desgracia siempre hay algo que se intromete. Basta que el acetileno tarde un instante en dejar la zona del plasma de alta temperatura, para que empiece a descomponerse. Por consiguiente, es necesario bajar vertiginosamente la temperatura hasta que no represente peligro. Esto se puede lograr con diferentes procedimientos, pero es aquí donde reside la principal dificultad técnica. Por

ahora, tan sólo un 15% de acetileno formado consigue evitar la disociación, sin embargo, es un resultado bastante bueno.

En los laboratorios se ha elaborado el método de descomposición plasmoquímica de hidrocarburos líquidos en acetileno, etileno y propileno.

Espera su turno el problema de extraordinaria importancia: el de fijación del nitrógeno atmosférico. La obtención química de compuestos nitrogenados, por ejemplo, de amoníaco es una cosa muy laboriosa, complicada y cara. Ya hace varios decenios hubo intentos de realizar, en escala industrial, la electrosíntesis de los óxidos de nitrógeno, pero el rendimiento económico del proceso resultó ser muy bajo. En este aspecto la química del plasma tiene mejores perspectivas.

El Sol como químico

En una ocasión, Stephenson, el inventor de la locomotora, paseaba con su amigo, el geólogo Beckland, cerca de la primera vía férrea de Inglaterra. De pronto vieron un tren.

— Dime, Beckland — preguntó Stephenson — ¿qué es lo que pone en movimiento este tren?

— ¿Es la mano del maquinista que dirige una de tus magníficas locomotoras?

— No.

— ¿Es el vapor que mueve la máquina?

— No.

— ¿Es el fuego que arde bajo la caldera?

— No, mil veces no; lo que mueve la locomotora es el Sol que alumbraba la Tierra en aquella remota época en que habían vivido las plantas convertidas en carbón que el maquinista echa en el hogar.

Todo lo vivo debe su procedencia al Sol y sobre todo a las plantas. Trate de cultivarlas en la oscuridad: en vez de retoños rebosantes de zumo crecerán paliduchos y flacos hilos. Precisamente bajo la influencia de la luz solar la clorofila (materia colorante de las hojas verdes) convierte el gas carbónico contenido en el aire en moléculas complejas de substancias orgánicas que constituyen la masa principal de la planta.

¿Por consiguiente, es el Sol, mejor dicho, sus rayos, el "químico" principal que sintetiza en las plantas todas las substancias orgánicas? Al parecer, es así precisamente. No en vano el proceso de asimilación del ácido carbónico por las plantas se denomina fotosíntesis.

Como se sabe, la acción de la luz provoca muchas reacciones químicas. Existe incluso una rama especial de la química que las investiga; esta rama se llama fotoquímica.

No obstante, por ahora la investigación de las reacciones fotoquímicas no condujo a la creación de proteínas, ni de hidratos de carbono en los laboratorios, aunque estos compuestos son productos primarios de la fotosíntesis de las plantas.

Para la síntesis de moléculas orgánicas muy complejas la planta, en la etapa inicial, aprovecha únicamente ácido carbónico, agua y luz solar. Pero, ¿acaso hay algo más que juega cierto papel en estos procesos?

Figúrese una fábrica a la que por conductos se suministra agua, sosa, petróleo, salitre, etc., y por cuyas puertas salen camiones cargados de pan, embutidos y azúcar. Es pura fantasía, sin embargo, algo semejante se produce en las plantas.

Se puso de manifiesto que las plantas tienen

sus catalizadores; éstos recibieron el nombre de fermentos. Cada fermento obliga a la reacción que se desarrolle en un solo y determinado sentido. Resulta que en la fotosíntesis no trabaja un solo "químico", el *Sol*, sino también sus colegas, los fermentos (catalizadores). El Sol abastece la energía indispensable para la reacción y los fermentos la orientan en la dirección necesaria.

Y aunque por ahora no podemos privar a la naturaleza, en particular a las plantas, de sus "patentes de invención" para la producción de muchas substancias, en una serie de casos ya sabemos hacerlas trabajar en la dirección que nos interesa. En particular, en este caso a los científicos les ayudó el estudio de los procesos de fotosíntesis. Hace muy poco se descubrió que al alumbrar las plantas con luz de diferente longitud de onda, éstas, en el proceso de fotosíntesis, forman compuestos de diferente naturaleza química. Por ejemplo, si las plantas se iluminan con rayos rojo-amarillos, los compuestos principales que se forman como resultado de la fotosíntesis son los hidratos de carbono. Y si los rayos son azules, se forman proteínas.

Esto permite esperar que en un futuro no muy lejano los hombres, con ayuda de las plantas, podrán obtener en gran escala substancias orgánicas complejas, de las que sienten necesidad. De veras, en vez de construir grandes fábricas, equiparlas con ajaratos únicos en su género y elaborar la complicadísima tecnología de la síntesis, será suficiente instalar invernáculos y regular la intensidad y la composición espectral de los rayos lumínicos. Y las plantas, por su cuenta, crearán todo lo necesario: desde los hidratos de carbono más simples hasta las proteínas más complejas.

Dos variantes de lazos químicos

Muchos científicos, nicluso aquéllos de los tiempos más remotos, no dudaban la existencia de los átomos. Pero, ¿de qué modo los átomos están ligados uno con otro en la materia? A este respecto el pensamiento filosófico o guardaba silencio o se hacía la mar de fantasía.

Por ejemplo, Descartes, famoso naturalista francés, se figuraba la ligazón entre los átomos de la forma siguiente. Unos átomos tienen salientes a manera de ganchos, otros poseen una especie de orejetas. El gancho entra en la orejeta y dos átomos se enlazan.

Mientras los hombres tenían ideas muy confusas de la estructura del átomo, todas sus sugerencias sobre la ligazón entre los átomos y sobre el enlace químico carecían de fundamento. Fue el electrón el que ayudó a esclarecer el asunto. Sin embargo, no de una vez. El electrón fue descubierto en 1895, mas sólo dentro de cuatro lustros se emprendieron intentos de explicar con su ayuda la naturaleza del enlace químico. Cuando fue revelado de qué modo los electrones se distribuyen alrededor del núcleo atómico. No todos los electrones participan en el enlace químico. Sólo aquellos que se disponen en la capa exterior, o, en el último caso, en las capas exterior y penúltima.

Supongamos que se encuentran dos átomos: uno de sodio y otro de flúor. En la capa exterior del primero gira un electrón, y del segundo, siete. Al encontrarse, forman inmediatamente una molécula muy estable de fluoruro sódico. ¿De qué modo? Redistribuyendo los electrones.

El átomo de sodio entrega de muy buena gana su electrón exterior. Al perderlo, se convierte en

ion cargado positivamente y su penúltima capa electrónica queda al descubierto. Esta contiene ocho electrones y es muy difícil arrancar a alguien de ese octeto.

Al contrario, el átomo de flúor está muy dispuesto a aceptar en su capa exterior un electrón complementario; de esta forma su capa exterior también cuenta con ocho electrones. Al mismo tiempo aparece un ion de flúor cargado negativamente.

Lo positivo atrae a lo negativo. Las fuerzas eléctricas atan sólidamente los iones de sodio y flúor de carga contraria. Entre éstos surge un enlace químico. Este enlace se denomina iónico, y es uno de los tipos principales de enlace químico.

Ahora hablaremos del segundo tipo.

¿Por qué, por ejemplo, existe un compuesto como moléculas de flúor? ¡Si es que los átomos de flúor no pueden expulsar electrones de su capa exterior! En este caso no aparecen iones de carga contraria.

El enlace químico entre los átomos de flúor se realiza mediante un par de electrones. Cada uno de los átomos cede un electrón para uso común. Y así resulta que el primer átomo parece tener en su capa exterior ocho electrones y lo mismo ocurre con el segundo. El enlace de este tipo se llama covalente. La mayor parte de los compuestos químicos conocidos se forma mediante el enlace químico o del primer tipo, o del segundo.

La química y la radiación

Por ahora los químicos no han inventado la hoja verde. Pero la luz ya se aplica en la práctica para realizar reacciones químicas, A propósito,

los procesos fotográficos son también ejemplo de actividad de la fotoquímica. La luz es justamente el fotógrafo principal.

El interés de los químicos no se limita a los rayos luminosos. Existen también emisiones de rayos X y radiactivas. Estas son portadoras de enorme energía. Por ejemplo, la "intensidad" de los rayos X supera miles y la de los rayos γ millones de veces la intensidad de los rayos de luz.

¿Acaso pudieron los químicos no hacerles caso?

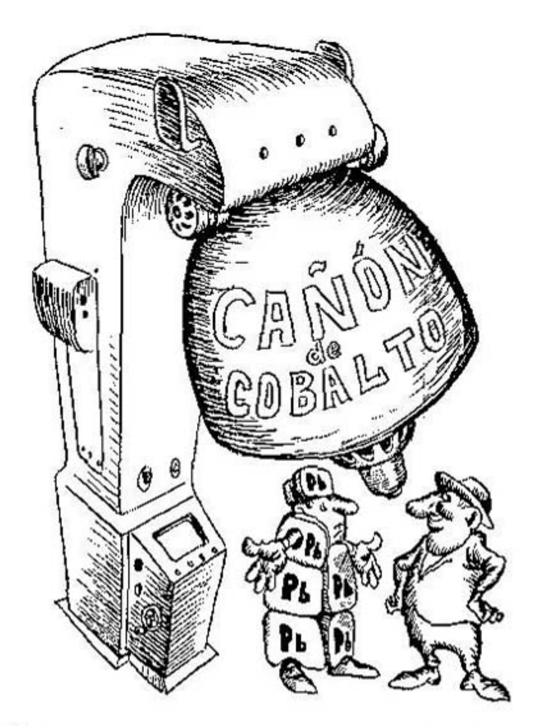
Y como consecuencia, en las enciclopedias y manuales, en los libros especiales y artículos, en los folletos al alcance de todos y en los ensayos aparece un término nuevo: "la química de la radiación". Así se denomina la ciencia que estudia la influencia de las radiaciones sobre las reacciones químicas. Esta ciencia es joven, pero ya tiene de qué alabarse.

Por ejemplo, los petroquímicos emplean en gran escala el proceso de craqueo del petróleo. En este proceso, los compuestos orgánicos complejos contenidos en el petróleo se desintegran en más simples. En particular, se forman hidrocarburos que entran en la composición de la gasolina.

El craqueo es un proceso caprichoso. Se efectúa a altas temperaturas y en presencia de catalizadores. Además, dura un período de tiempo bastante prolongado.

Esto se refiere al viejo método. Según los nuevos procedimientos el craqueo no necesita ni calor, ni aceleradores químicos, ni muchas horas de trabajo.

El craqueo conforme a los nuevos procedimientos requiere la aplicación de la radiación



Esta realiza el craqueo de radiación, destruye las moléculas orgánicas complejas. La radiación se presenta como destructor.

Pero no siempre.

Si un flujo de electrones (rayos β) se dirige hacia los hidrocarburos gaseosos ligeros — metano, etano o propano — las moléculas se hacen más complejas y se forman hidrocarburos líquidos más pesados.

En vez de la destrucción por radiación tiene lugar la síntesis por radiación.

La propiedad de los rayos radiactivos de "coser" las moléculas se utiliza en el proceso de polimerización.

Todos conocen el polietileno, pero no todos saben que su producción es un proceso complicado. No puede prescindir de grandes presiones y de catalizadores y aparatos especiales. Mientras tanto, la polimerización por radiación no exige nada semejante. Además, el polietileno obtenido por este último procedimiento es dos veces más barato.

Hemos citado nada más que varios ejemplos de los logros de la química de la radiación, cuya trascendencia crece de día en día.

Sin embargo, la emisión radiactiva es no sólo amigo, sino también enemigo del hombre. Un enemigo pérfido e implacable que provoca el síndrome radiactivo.

Por ahora no tenemos recetas universales para luchar contra esta enfermedad gravísima. Lo mejor es impedir la posibilidad de someterse a esa radiación.

¿Cómo hacerlo? Bloques de plomo, muros de hormigón de varios metros de espesor, gruesas capas de metal y piedra absorben los rayos radiactivos con bastante seguridad. Pero esto resulta ser muy caro, voluminoso e incómodo. Figúrese cómo se siente un hombre vestido en escafandra de plomo...

Químicos, ¿dónde están Uds? ¿Acaso no pueden encontrar Uds. remedios más sencillos, pero que con seguridad protejan al hombre contra la irradiación?

Ya se han efectuado los primeros experimentos (tan sólo experimentos) en este sentido.

Los rayos X velan inmediatamente las placas

y películas fotográficas, destruyendo las capas de la emulsión de bromuro de plata fotosensibles.

He aquí lo que observaron unos años atrás los químicos italianos. Estos mojaron la superficie de una placa fotográfica con una solución de algunos compuestos inorgánicos, a saber: sulfuro de titanio y ácido selenioso. Resultó que la placa en grado considerable perdió la sensibilidad tanto a la acción de la luz visible, como a la de los rayos X.

¿En qué reside el problema? ¿Es posible que se operase una interacción entre estas substancias y el bromuro de plata, formándose nuevos compuestos estables a la irradiación?

De ningún modo. No hubo ninguna reacción química y la placa restituyó su anterior sensibilidad una vez bien lavada con agua. En una palabra, no está del todo claro el proceso que se opera; sólo una sugestión de que existe una posibilidad inesperada de defensa contra la irradiación.

Y la imaginación ya nos presenta a un hombre vestido con un traje común y corriente, pero impregnado de una composición química especial. Composición que retiene el torrente de emisión mortífera.

La más larga de las reacciones

En los últimos años, los químicos crearon en sus laboratorios centenares y miles de compuestos orgánicos muy complejos. Tan complejos que hasta la mera representación de sus fórmulas estructurales en el papel ofrece ciertas dificultades, o, en todo caso, exige mucho tiempo.

Entre las victorias de que pueden jactarse los

químicos orgánicos la más importante — y esto es indiscutible — es la síntesis de la molécula proteínica, que es, además, una proteína de importancia primordial.

Trátase de la síntesis química de la insulina, hormona que rige el metabolismo de los hidratos de carbono en el organismo.

Ni siquiera a los químicos especialistas están del todo claros algunos detalles de la estructura de esta molécula proteínica. La insulina es de veras una molécula gigante, aunque el número de substancias que la integran es limitado. Pero se disponen en ésta en combinaciones más caprichosas.

Para simplificar, admitamos que la molécula de insulina consta de dos partes, dos cadenitas: cadena A y cadena B. Estas cadenas están entrelazadas una con otra mediante el llamado enlace disulfúrico. O, en otras palabras, parece que entre éstas hay tendido un puente que consta de dos átomos de azufre.

El plan de la ofensiva general contra la insulina fue el siguiente. Sintetizar por separado la cadena A y la cadena B. Después unirlas de modo que entre ellas se tienda obligatoriamente el puente disulfúrico.

Ahora un poco de aritmética. Para obtener la cadena A los químicos tuvieron que realizar cerca de cien diferentes reacciones consecutivas. La construcción de la cadena B exigió más de ciento. En estas operaciones se invirtieron muchos meses de trabajo minucioso.

Al fin y al cabo las dos cadenas fueron obtenidas. Llegó la hora de enlazarlas. Pero precisamente aquí a los químicos les acecharon las principales dificultades. Más de una vez los investi-

gadores vieron frustradas sus esperanzas. No obstante, un buen día en el diario de laboratorio apareció una anotación concisa: "la molécula de insulina está sintetizada por completo".

Los científicos necesitaron pasar por 223 etapas consecutivas para obtener insulina artificial. Fíjese bien en esta cifra. Hasta ahora no hubo compuesto conocido a los químicos que exigiera tanto trabajo para su obtención. Diez hombres trabajaron sin tregua durante casi tres años...

Mientras tanto los bioquímicos comunican una cosa muy interesante: en la célula viva la proteína, para sintetizarse, necesita de 2 a 3 segundos.

¡Tres años y tres segundos! ¡Fíjese hasta qué punto el aparato de síntesis de la célula viva es superior a la química moderna!

MUSEO QUIMICO

Pregunta sin respuesta

Si se reúne a los más grandes químicos del mundo y se les pide que contesten a una sola pregunta: la de cuántos compuestos químicos pueden formar los elementos del sistema periódico, esta asamblea de eminencias no dará ni siquiera una respuesta aproximada.

Se conoce que el compuesto químico más simple es la molécula de hidrógeno. Y no puede haber ningún otro compuesto más simple, ya que el hidrógeno es el primero y más liviano representante de la tabla de Mendeléiev.

¿Y el compuesto más complejo? Aquí desaparece toda certidumbre. La química conoce moléculas verdaderamente gigantes que constan de decenas y centenas de miles de átomos y a veces hasta de millones. Y nadie está en condiciones de decir si existe en general algún límite para esta complejidad.

En cambio, podemos calcular con bastante exactitud cuántos compuestos químicos se conocen. Pero el número que obtenemos hoy, mañana ya envejecerá, porque en la actualidad, en los laboratorios del globo terráqueo todos los días se sintetiza aproximadamente una decena de nuevas substancias. Y de año en año incrementa esta producción diaria.

El servicio de información química comunica que en total se ha separado de la materia prima natural y obtenido artificialmente cerca de 2 millones de compuestos químicos.

Esta cantidad es muy impresionante, pero re-

sulta que la aportación de los habitantes de la Gran Casa es muy distinta.

Por ejemplo, el número de compuestos que forman los gases nobles —helio, neón y argón— es igual a cero. Para el elemento de las tierras raras, el prometio (los físicos lo preparan artificialmente en los reactores nucleares), se ha obtenido con seguridad tan sólo tres compuestos, y además, de lo más común: hidróxido, nitrato y cloruro. La situación no es mejor con otros elementos artificiales. No olviden, que para algunos de ellos los científicos se ven obligados a contar sendos átomos. ¡Claro, que no se puede ni hablar de compuestos!

Empero, en la tabla de Mendeléiev existe un elemento único en su género. Por la cantidad de substancias complejas que forma ocupa un lugar excepcional.

En la Gran Casa él se aloja en el apartamento número 6. Este elemento es el carbono.

Entre los 2 millones de moléculas más diversas 1 millón y 700 mil son moléculas cuya base y armazón constituyen los átomos de carbono. Estos compuestos están estudiados por una rama colosal de la química: la química orgánica. Los compuestos de todos los demás elementos entran en la "esfera de influencia" de la química inorgánica.

De este modo, resulta que la cantidad de substancias orgánicas supera casi seis veces la de inorgánicas.

Como regla, sintetizar una nueva substancia orgánica es mucho más fácil. Mientras tanto, los químicos inorgánicos considerarían ideal, si pudieran informar cada día sobre la obtención de nada más que un sólo compuesto nuevo. Aunque

en los últimos años las perspectivas infunden más esperanzas.

A los químicos orgánicos les ayuda la peculiaridad maravillosa de los átomos de carbono.

Causa de la diversidad y sus consecuencias

Los átomos de dicho elemento pueden formar cadenas con extraordinaria facilidad, alineándose en una fila larguísima.

La cadena más corta contiene dos átomos de carbono. Por ejemplo, la molécula del hidrocarburo etano tiene dos eslabones en la cadena: $H_3C - CH_3$. ¿Y la cadena más larga? Por ahora no se conoce. Se logró obtener un compuesto en cuya cadena se disponen 70 eslabones carbonados (tenemos que señalar que lo dicho se refiere a los compuestos ordinarios y no a los polímeros donde las cadenas carbonadas son mucho más largas).

En otros elementos no se ve nada semejante. Sólo el silicio puede permitirse el lujo de formar una cadena de seis eslabones. Además, los científicos lograron obtener un compuesto interesante para el germanio, Ge_3H_8, donde tres átomos metálicos de germanio se hallan en una cadena. En general, en la familia de los metales es un caso único.

En una palabra, por su propiedad de formar cadenas el carbono está fuera de cualquier "competencia".

Pero si las cadenas de carbono sólo fueran lineales, la química orgánica no conocería una cantidad tan fabulosa de compuestos.

Las cadenas pueden ramificarse. Pueden ce-



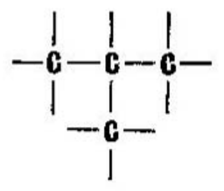
rrarse formando ciclos poligonales de tres, cuatro, cinco, seis y más átomos de carbono.

El hidrocarburo butano tiene una cadena de cuatro átomos de carbono:

$$
\begin{array}{c}
| \quad\;\; | \quad\;\; | \quad\;\; | \\
-\mathrm{C}-\mathrm{C}-\mathrm{C}-\mathrm{C}- \\
| \quad\;\; | \quad\;\; | \quad\;\; |
\end{array}
$$

En este caso los átomos están dispuestos en

una fila. Pero también pueden situarse de otro modo:



El número de átomos es el mismo, mas están ligados entre sí de otra manera. En este caso, la substancia tiene otras propiedades y lleva otro nombre, el de isobutano.

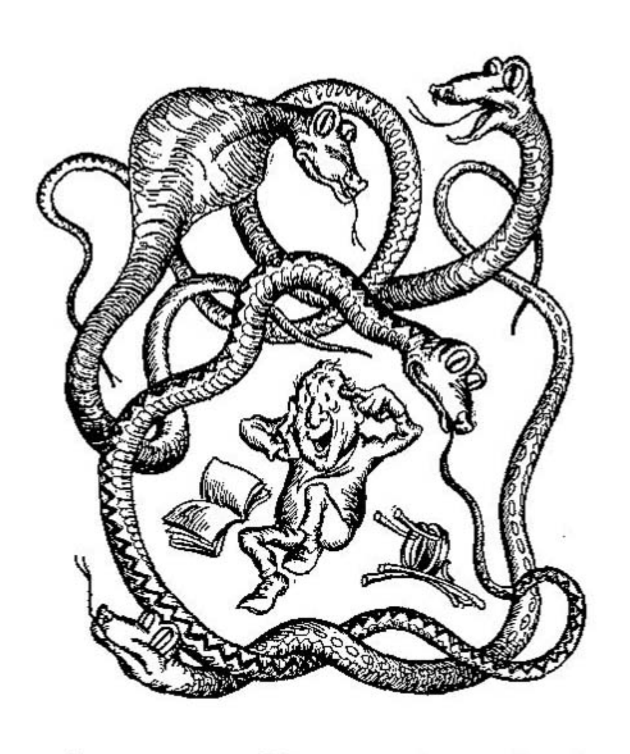
A partir de cinco átomos de carbono, además de la cadena lineal se puede formar otras cinco cadenas ramificadas. A cada "estructura" le corresponderá una substancia química independiente.

Para las variedades de los compuestos químicos que contienen los mismos átomos, pero dispuestos de distinto modo, los químicos inventaron un nombre especial: isómeros. Su número es tanto mayor cuanto más átomos de carbono contiene la molécula. La cantidad de isómeros crece casi a modo de progresión geométrica. Por ejemplo, para el pentano (C_5H_{12}) son posibles tres isómeros; para el hidrocarburo $C_{13}H_{28}$, 800 isómeros, y para $C_{20}H_{48}$, 366 000 isómeros.

Y la química orgánica añade a su cuenta centenares de miles de nuevos compuestos.

Anillos químicos

Hay un número bastante grande de leyendas sobre cómo famosos hombres de ciencia hacían sus descubrimientos.



Se cuenta que Newton estaba meditando en su jardín. De pronto a sus pies cayó una manzana. esto indujo al gran físico de sugerir la idea sobre la ley de gravitación universal.

Se dice que Mendeléiev vio su sistema periódico en un sueño. Lo único que debía hacer era despertar y representar su "sueño" gráficamente en el papel.

En una palabra, se inventa todo género de sandeces sobre los descubrimientos y sus autores.

Pero, la idea que se le ocurrió al célebre quí-

mico alemán Kekulé, efectivamente, fue inculcada por un cuadro bastante curioso.

Los científicos ya hacía mucho que conocían el benceno, uno de los compuestos orgánicos más importantes. Sabían que constaba de seis átomos de carbono y seis átomos de hidrógeno y estudiaron muchas de sus reacciones.

Sin embargo, no tenían noción alguna de cómo el sexteto de átomos de carbono se dispone en el espacio.

Este problema no dejaba a Kekulé en paz. He aquí cómo lo resolvió. Pero ofrecemos la palabra al propio químico: "Estuve a mi mesa escribiendo un manual, pero el trabajo se estancó. Mis pensamientos estaban muy lejos. Los átomos saltaban ante mis ojos. Con mi vista mental distinguía sus largas series retorciéndose cual serpientes. De pronto, una de las serpientes se agarró de su propia cola y en esa postura empezó a voltear ante mis ojos como si me lanzara un reto. Me sentí como despertado por la fulguración de un rayo. . ."

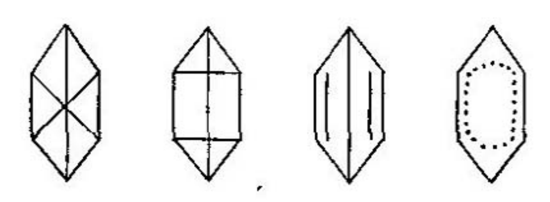
Una imagen eventual surgida en la conciencia de Kekulé le ayudó a hacer la deducción de que las cadenas carbonadas son capaces de cerrarse y formar ciclos.

En pos de Kekulé los químicos empezaron a representar la estructura del benceno de la forma siguiente:



El anillo bencénico desempeñó un papel importantísimo en la química orgánica. Es intere-

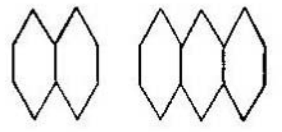
sante que la fórmula estructural del benceno representada por Kekulé no es, ni mucho menos, la única. La fórmula de Kekulé contradice los datos sobre las distancias entre los átomos de carbono en la molécula. Por eso se proponían otras fórmulas, por ejemplo, de este tipo:



Cada una de ellas en tal o cual grado describía las peculiaridades de la molécula bencénica, pero al mismo tiempo no carecía de defectos esenciales. Estamos ante un hecho paradójico: aunque la estructura del benceno se puede considerar establecida definitivamente, hasta ahora no tenemos una representación gráfica de la fórmula que refleje completamente esta estructura.

Los anillos pueden contener distinto número de átomos de carbono. Los anillos pueden también acoplarse formando figuras geométricas caprichosas. En el mundo de los anillos existe la misma diversidad de estructuras como entre las cadenas abiertas de los átomos de carbono. Cualquier libro referente a química orgánica recuerda en cierto grado un texto de geometría, ya que es rara la página en que no se encuentren "figuras geométricas", o sea, fórmulas estructurales de compuestos orgánicos complejos.

Fíjese qué pliegues parecidos a los de un acordeón pueden formar los anillos bencénicos:



El "acordeón" izquierdo es la fórmula estructural del naftaleno. El derecho es el antraceno, parte integrante de la hulla.

La tercera posibilidad

Se consideraba que el elemento carbono era único en tres formas. Los científicos denominaban alotropía a esa "triunidad". En otras palabras, el mismo elemento puede existir en tres modificaciones alotrópicas.

Las tres formas del carbono son el diamante, el grafito y el hollín. Se diferencian mucho entre sí: el diamante, "rey de la dureza", las escamas blandas del grafito y el polvo negro-mate del hollín. La causa de esa diversidad es la distinta disposición de los átomos de carbono en la molécula.

El diamante los tiene en los vértices de la figura geométrica llamada tetraedro. La ligazón entre los átomos es, en este caso, de extraordinaria solidez. Por esta razón el diamante se distingue por una dureza excepcional.

Al contrario, los átomos de carbono en el grafito tienen disposición planar y la ligazón entre los distintos planos es bastante débil. Debido a esto el grafito es blando y con facilidad se separa en escamas.

En cuanto a la estructura del hollín, ésta se discutía. Durante un largo período dominó la opinión de que el hollín no era una substancia



cristalina. Se consideraba como una variedad de grafito amorfa. No obstante hace relativamente poco se averiguó que el grafito y el hollín son prácticamente una misma cosa. Tienen igual estructura molecular. Entonces resulta que quedan el diamante y el grafito y lo tercero no existe.

Sin embargo, los científicos se plantearon el objetivo de crear artificialmente la tercera variedad de carbono. Este problema se formuló del siguiente modo.

En el diamante y en el grafito las cadenas de los átomos de carbono están cerrados, aunque su disposición espacial es distinta. La cuestión es si se puede obligar a los átomos de carbono a que se sitúen en una larga cadena lineal. En otras palabras: ¿es que se puede obtener una molécula polímera consistente tan sólo en carbonos dispuestos en una recta?

Para preparar cualquier producto químico se

necesita substancia inicial. Si se trata de la obtención del "carbono N°3" la elección de tal substancia es unívoca. Sólo el acetileno, combinación de dos átomos de carbono y dos de hidrógeno, C_2H_2, puede servir de substancia inicial.

¿Por qué el acetileno? Porque en su molécula con los átomos de carbono está ligada la cantidad mínima posible de átomos de hidrógeno. Los hidrógenos sobrantes serían un estorbo para la síntesis.

El acetileno tiene también otra peculiaridad: como dicen los químicos, él tiene una gran capacidad reactiva. Los átomos de carbono en su molécula están unidos entre sí por tres enlaces químicos ($H-C \equiv C-H$), con la particularidad de que dos de ellos se destruyen con relativa facilidad y se pueden aprovechar para la combinación con átomos de otras moléculas, por ejemplo, del mismo acetileno.

En resumidas cuentas, la primera etapa de solucionar el problema es la siguiente: del monómero (acetileno) preparar un polímero (poliacetileno).

Este no es el primer intento. En el siglo pasado, el químico alemán Bayer trató de realizar esta reacción, pero lo único que consiguió fue la obtención de la molécula cuadruplicada de acetileno, el tetraacetileno. Pero resultó ser fenomenalmente inestable. Otros químicos de diferentes países también trataron de seguir este camino. Lamentablemente, los resultados de sus trabajos eran desesperanzados.

Sólo los métodos poderosos de la síntesis orgánica de nuestros días permitieron, al fin y al cabo, obtener el poliacetileno. La Unión Soviética llegó a ser su patria. Los científicos soviéticos crearon una nueva clase de compuestos orgánicos, las lla-

madas "poliinas". Las substancias recién nacidas encontraron de inmediato aplicación práctica, ya que resultaron ser magníficos semiconductores.

Ahora estaba por darse el segundo paso en el camino de la síntesis de la tercera variedad de carbono: la expulsión de los átomos de hidrógeno contenidos en la molécula de poliacetileno, de modo que sólo se conserve la cadena carbonada.

El proceso mediante el cual se querían expulsar los átomos de hidrógeno en el lenguaje químico lleva un nombre largo y fastidioso: deshidropolicondensación oxidante. Prescindimos de la explicación de la esencia del proceso. En los diarios de laboratorio su descripción ocupó decenas de páginas, ya que liberar el poliacetileno del hidrógeno fue un asunto muy lejos de ser sencillo. Fracasaron muchos experimentos.

¡No obstante, el trabajo de los científicos soviéticos se coronó con un brillante éxito!

... Un deslucido polvo negro que recuerda al hollín. El análisis químico mostró que el 99% es carbono puro. El 99%, pero por ahora no el ciento por ciento.

Hablando con propiedad, para el triunfo completo es necesario dar un paso más. Es necesario librarse de ese famoso 1% de hidrógeno. Este impide a los átomos de carbono reunirse en una fila y extenderse en cadenas paralelas. Este es el último obstáculo en el camino hacia el "carbono N°3".

La variedad sintetizada "casi tercera" los químicos la llamaron "carbina". Ya demostró sus propiedades maravillosas. Es un magnífico semiconductor, posee propiedades fotoeléctricas y tiene una termorresistencia estupenda: ¡Este compuesto no teme a una temperatura de 1 500°C!

Breves palabras sobre los compuestos complejos

En el siglo XIX vivieron y realizaron su obra creadora muchos químicos famosos. Entre esta brillante pléyade se destacan tres químicos geniales que para su ciencia hicieron lo más grandioso: colocaron los cimientos de la química moderna.

Estas personalidades geniales son: Dmitri Ivánovich Mendeléiev, que descubrió la ley periódica y el sistema periódico de los elementos.

Alexandr Mijáilovich Bútlerov, que creó la teoría de los compuestos orgánicos.

El tercero es el químico suizo Alfred Werner. La esencia de su descubrimiento cabe en muy pocas palabras: "teoría de la coordinación", pero es toda una época en el desarrollo de la química inorgánica.

...Todo empezó cuando los químicos comenzaron a estudiar cómo los metales reaccionan frente al amoníaco. Con ese fin tomaban cualquier sal corriente, por ejemplo, cloruro de cobre y le añadían amoníaco en solución acuosa. Después se evaporaba la solución y se obtenían cristales bonitos de color azul-verdoso. La substancia obtenida se sometió al análisis químico. La composición de la substancia era sencilla, pero de sencillez enigmática.

La fórmula del cloruro de cobre es $CuCl_2$. El cobre en esta substancia es divalente y todo está perfectamente claro. Los cristales del compuesto "amoniacal" tampoco tenían una composición que se pudiera considerar muy compleja $Cu(NH_3)_2Cl_2$.

Mas, ¿a qué fuerzas se debe que dos moléculas de amoníaco están enlazadas sólida y segura-

mente con el átomo de cobre? Se sabe que las dos valencias de éste se gastaron para el enlace con los átomos de cloro. Entonces, en este compuesto el cobre debe de ser tetravalente.

Citamos otro ejemplo. Se trata de un compuesto análogo de cobalto: $Co(NH_3)_6Cl_3$. ¿Es que el cobalto, un elemento trivalente típico, aquí acusa valencia nueve?

Compuestos similares se sintetizaban a montones y cada uno de éstos representaba una mina de acción retardada colocada en el fundamento del edificio de la teoría de valencia.

Los cabos no se ataban. Muchos metales manifestaban valencias completamente insólitas.

Fue Alfred Werner el que explicó este fenómeno extraño. El razonaba del modo siguiente: los átomos, después de saturar sus valencias ordinarias y legítimas, pueden manifestar valencias complementarias. Por ejemplo, el cobre, al gastar sus dos valencias principales para los átomos de cloro, encuentra otras dos valencias, complementarias, para añadir el amoníaco.

Los compuestos análogos al $Cu(NH_3)_2Cl_2$ se denominan complejos. En este caso el catión $[Cu(NH_3)_2]^{2+}$ es complejo. Otros muchas substancias acusan una estructura compleja del anión, por ejemplo, $K_2[PtCl_6]$ tiene el anión complejo $[PtCl_6]^{2-}$.

Pero, ¿cuántas valencias complementarias puede manifestar un metal? Esta cantidad se determina por la magnitud del índice de coordinación. Su valor mínimo es 2, y el máximo, 12. Así, en el compuesto amoniacal de cobre éste es igual a 2. Precisamente tantas moléculas de amoníaco son añadidas al átomo de cobre.

El enigma de las valencias insólitas fue re-

suelto. Surgió un nuevo apartado de la química inorgánica, la química de compuestos complejos.

Ahora se conoce una multitud de ellos, más de cien mil. Se estudian en todos los institutos y laboratorios químicos del mundo. Y no sólo son los químicos teóricos los que quieren saber de qué modo están estructuradas estas substancias, y el porqué de esa estructura.

Sin los compuestos complejos no puede existir la vida. Recuérdese que tanto la hemoglobina, componente importantísimo de la sangre, como la clorofila, base de la actividad vital de las plantas, son compuestos complejos. También muchos fermentos y enzimas están constituidos "a lo complejo".

Los químicos analíticos empleando compuestos complejos realizan análisis complicadísimos de las más diversas substancias.

Mediante complejos, tomados a modo de ayudantes, los químicos obtienen muchos metales en estado muy puro. Los complejos se utilizan como colorantes valiosos y para quitar la dureza del agua. En una palabra, los compuestos complejos se presentan por doquier.

Sorpresas de un compuesto simple

En nuestro tiempo el aprender a fotografiar es un asunto más que simple y hasta al alcance de los alumnos de la escuela primaria, aunque éstos no conozcan todos los secretos del proceso en cuestión (hablando entre nosotros, hay algunas cosas que ni siquiera los especialistas pueden aclarar). Pero en cuanto a sacar fotos y revelarlas, lo único que se necesita es un poco de práctica y varios consejos de los adultos.

Por esta razón no describiremos los pormenores que tiene que hacer un fotógrafo.

Este, por ejemplo, conoce muy bien que a veces las fotos se cubren con manchas pardas. Sobre todo, si están expuestas a la acción de la luz o se guardan durante mucho tiempo. "De seguro — dirá un fotógrafo — que en el proceso de revelado de las fotos la imagen no se fijó por completo".

Al enfocarlo científicamente, esto significa que el tiempo de permanencia de la placa o el papel fotográfico en la solución fijadora fue insuficiente.

¿Para qué se necesita la fijación? Cualquiera que por lo menos se ocupó un poco de fotografía puede contestar a esta pregunta.

Para eliminar de la superficie de la película los restos del bromuro de plata, que no se descompuso por la acción de la luz.

Se han inventado muchos fijadores y entre éstos el más barato y más divulgado es el hiposulfito. Su nombre químico es tiosulfato sódico.

Al principio diremos varias palabras sobre el sulfato sódico. Se conoce hace mucho, muchísimo tiempo y fue descubierto por el químico alemán Iohann Glauber. Por eso se denomina también sal de Glauber. Su fórmula es $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$.

A los químicos les gusta representar los compuestos en forma estructural. El sulfato sódico anhidro lo presentan de este modo:

$$\begin{matrix} Na - O \diagdown & & \diagup\!\!\!\!= O \\ & S & \\ Na - O \diagup & & \diagdown\!\!\!\!= O \end{matrix}$$

Al ver esta fórmula estructural, hasta un novato en cuestiones de química se entera de que

el azufre tiene aquí valencia positiva seis, y el oxígeno, valencia negativa dos.

El tiosulfato tiene casi la misma estructura. La única diferencia consiste en que un átomo de oxígeno se sustituye por un átomo de azufre:

$$\begin{matrix} Na-O \\ Na-O \end{matrix} \!\!>\! S \!\begin{matrix} \nearrow\!\!\!\nearrow O \\ \searrow\!\!\!\searrow S \end{matrix} \quad \text{o bien} \quad \begin{matrix} Na-O \\ Na-S \end{matrix} \!\!>\! S \!\begin{matrix} \nearrow\!\!\!\nearrow O \\ \searrow\!\!\!\searrow O \end{matrix}$$

¿Parece simple? Naturalmente. Pero, ¡qué compuesto más interesante es este tiosulfato! Contiene dos átomos de azufre de valencia distinta. Uno tiene la carga 6+ y el otro 2—. No son muy frecuentes los casos en que los químicos tropiezan con semejantes fenómenos.

Hasta las cosas comunes muchas veces pueden ocultar algo insólito.

Lo que no conocía Humphry Davy

La lista de los trabajos científicos del famoso químico inglés Humphry Davy es muy amplia.

No sólo era un científico de talento, sino también un investigador con suerte. Cualquiera que fuese el problema, si Davy empezaba a trabajar en él, casi siempre lo resolvía con éxito. Obtuvo un buen número de nuevos compuestos químicos. Elaboró varios métodos nuevos de investigación. En fin, Davy descubrió cuatro elementos: el potasio, el sodio, el magnesio y el bario.

Entre sus trabajos hay una pequeña investigación. Esta informa sobre la preparación de un compuesto químico ordinario, hidrato de cloro. En este compuesto a una molécula de cloro se añadían seis moléculas de agua: $Cl_2 \cdot 6H_2O$.

Davy estudió minuciosamente las propiedades de este compuesto, pero no llegó a enterarse de que obtuvo un compuesto de tipo completamente nuevo. Compuesto en que falta el enlace químico.

Los químicos del siglo XX se convencieron de ello. Trataron de explicar la existencia del hidrato de cloro basándose en las concepciones contemporáneas sobre la valencia, pero no tuvieron éxito. La substancia resultó una nuez dura. Y, además, lejos de ser la única.

Durante decenios los químicos buscaron la respuesta a la pregunta de si de veras son tan irremediablemente inertes los gases nobles o a pesar de todo se puede obligarlos a participar en reacciones químicas. Ya hemos mencionado cómo terminaron estas búsquedas. No obstante, mientras el problema se resolvía los químicos lograron a preparar varios hidratos de argón, kriptón, xenón y radón.

En éstos también faltaba el enlace químico común. Sin embargo, múchos de ellos son relativamente estables.

Otro problema planteó ante los químicos un compuesto orgánico bastante simple, la urea. Se unía de muy buena gana con muchos hidrocarburos y alcoholes. Esta extraña "amistad" era motivo de sorpresa: ¿cuáles fuerzas son las que atraen entre sí la molécula de urea y la de alcohol? Cualquiera, menos las químicas. . .

Pero, como quiera que sea, la nueva clase de compuestos — substancias sin enlace químico — crecía con terrible velocidad.

Mas resultó que en ese fenómeno no hubo nada sobrenatural.

Dos moléculas que contraen la unión no son

iguales en sus derechos. Una se presenta como el amo y la otra "viene de visita".

Las moléculas-amos forman una red cristalina en la que siempre existen lagunas o cavidades no ocupadas por los átomos. En esas lagunas se internan las moléculas huéspedes. Sin embargo, en este caso la hospitalidad tiene un carácter peculiar. Los forasteros quedan de visita durante un período largo, ya que no pueden abandonar, sin ningún pretexto, las cavidades de la red cristalina.

De este modo, las moléculas de los gases cloro, argón, kriptón y otros caen, como en una trampa, en las lagunas de la estructura cristalina del agua.

Los químicos llaman a éstas y a una serie de otras substancias sin ligazón química entre diferentes moléculas compuestos clatrados.

26, 28, o algo completamente asombroso

Estas substancias se denominan "catenanos" (del latín "catena": cadena).

Bueno, ¿cadena?, ¡que sea cadena! ¿A quién se puede asombrar con ello? En el léxico del químico orgánico el término "cadena" se emplea tal vez con más frecuencia que cualquier otro.

Pero entre cadena y cadena existe una gran diferencia. Ya tuvimos ocasión de cerciorarnos de que las cadenas pueden ser muy distintas: lineales, ramificadas y a veces combinaciones caprichosas de cadenas.

Fíjese bien: el concepto de cadena referente a los compuestos orgánicos es una expresión viva, pero no muy estricta, ya que en la vida cotidiana se entiende como cadena algo distinto. Sus esla-

bones no están unidos entre sí por un acoplamiento mecánico rígido, sino que entran libremente uno en el otro.

En los compuestos orgánicos complejos los ciclos parecen ser "soldados" entre sí (aunque este término también es muy aproximado). Por ejemplo, tres anillos bencénicos en el antraceno. Esto recuerda una cadena de ciclos. Cadena, mas no del todo...

Los químicos se estaban devanando los sesos al buscar si se puede unir ciclos aislados análogamente a como se acoplan dos eslabones en una cadena común y corriente. Por ejemplo, así:



En una palabra: querían que dos moléculas cíclicas se unieran sin la participación del enlace químico; puramente de manera mecánica, por así decirlo.

Esta idea sugestiva maduró durante muchos años en la mente de los científicos. La teoría estaba de su parte. No ponía obstáculos infranqueables para la síntesis pensada y hasta dio la posibilidad de calcular de cuántos átomos de carbono debían componerse los ciclos para poder entrelazarse de modo conveniente.

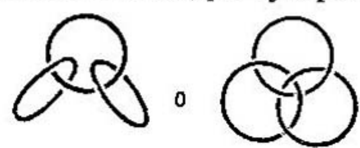
Mas la práctica, durante un largo período, no tuvo de qué jactarse. En una de las etapas, el proceso de síntesis iba a parar a un callejón sin salida. Y los químicos tenían que ingeniárselas de nuevo.

El nuevo compuesto vio la luz un bonito día de abril de 1964. Sus progenitores eran dos quí-

micos alemanes. Lüttringhaus y Schill. Para lograr su objetivo necesitaron veinte operaciones químicas consecutivas, veinte etapas.

El compuesto consta de dos moléculas cíclicas ligadas entre sí a modo semejante de eslabones de una cadena. Un eslabón contiene 26, y el otro, 28 átomos de carbono. De aquí procede el nombre tan prosaico del compuesto: "catenano 26, 28".

Dos eslabones acoplados para la química de los catenanos es ya una etapa pasada. En la actualidad, los científicos trabajan para obtener combinaciones más raras aún, por ejemplo:



Aquí están representados los modelos de los catenanos de tres eslabones. En el izquierdo, el eslabón intermedio debe contener 26 átomos de carbono, y los extremos, 20 cada uno. Para el entrelazamiento complejo de tres anillos (catenano de la derecha), cada uno debe incluir 30 átomos como mínimo.

El aspecto exterior del hermano mayor de la familia de los catenanos es tan ordinario que causa asombro. Es un polvo cristalino blanco que se funde a 125°C.

¿Existen los catenanos en la naturaleza? En la naturaleza todo es racional, no gasta en vano sus capacidades. Si existen catenanos naturales, deben cumplir ciertas funciones.

Los científicos tienen esto por averiguar.



Elogio al líquido de Cadet

En 1760, un químico francés poco conocido, Cadet, sin sospecharlo dejó su nombre en la historia.

Realizó en su laboratorio (ignoramos con qué fin) el siguiente experimento químico.

Calentó acetato de potasio con óxido de arsénico. Pero nunca se enteró de qué obtuvo en ese experimento, por la simple razón de que la substancia formada tenía carácter verdaderamente diabólico.

Era un líquido negro, espeso, fumante al aire. Se incendiaba con facilidad y, para colmo, tenía un fuerte olor completamente insoportable.

El líquido de Cadet fue estudiado setenta años después. Entonces se reveló que sus componentes principales eran compuestos de arsénico. Compuestos en sumo grado peculiares.

Para valorar debidamente esta peculiaridad

recordamos que todos los compuestos orgánicos se distinguen por un rasgo característico fundamental: tienen por base cadenas de átomos de carbono, cadenas abiertas, ramificadas o cerradas. En realidad, en esas cadenas pueden internarse átomos de algunos otros elementos. Pero estos elementos (se llaman organógenos) son contados: el oxígeno, nitrógeno, hidrógeno, azufre y, también, el fósforo.

El arsénico no puede incluirse entre ellos de ningún modo.

En la composición del líquido de Cadet entra una substancia llamada dicacodilo (del griego "kakodes", de olor fétido). Su estructura era tal que los átomos de arsénico se introdujeron sólidamente entre los átomos de carbono:

$$\begin{matrix} H_3C \\ H_3C \end{matrix} \!\!>\! As - As \!<\!\! \begin{matrix} CH_3 \\ CH_3 \end{matrix}$$

Los compuestos orgánicos cuyas cadenas carbonadas incluyen átomos de elementos no organógenos (metales y no metales) en la actualidad se denominan compuestos elementoorgánicos (en caso de metales, organometálicos).

De este modo se puede decir que Cadet sintetizó el primer compuesto elementoorgánico del mundo.

Ahora se conocen más de 15 mil substancias análogas. La química de los compuestos elementoorgánicos y organometálicos llegó a ser una rama grande e independiente de la química y uno de sus apartados más importantes.

Esta tendió un puente entre la química orgánica y la inorgánica, recalcando una vez más cuál

convencional es en nuestro tiempo la división de las ciencias.

En efecto, ¿qué química orgánica es ésta si tiene que estudiar compuestos en los que juegan el papel más importante los metales, representantes típicos de la naturaleza muerta?

Y al contrario, ¿cómo se puede llamar inorgánica a esta rama de la química si muchas de sus substancias ciudadanas, en varias de sus manifestaciones, a pesar de todo resultan ser derivados orgánicos de pura ley.

Para la ciencia son de interés particular los compuestos organometálicos. La condición obligatoria de su existencia es el enlace entre el átomo de metal y el átomo de carbono.

Casi todos los metales de los subgrupos principales de la Gran Casa pueden formar parte de la composición de los compuestos organometálicos.

Las propiedades de estas substancias son de extraordinaria diversidad. Unas explotan con enorme fuerza hasta a temperaturas mucho menores de cero. Otras, en cambio, poseen termoestabilidad tan grande que da envidia.

Unas son muy activas químicamente, mientras que otras casi no reaccionan a cualesquiera acciones exteriores.

Y todas, hasta la última, son muy tóxicas. La única excepción son los compuestos organogermánicos, y su completa falta de nocividad sigue siendo un enigma.

El campo de aplicación de los compuestos elementoorgánicos es muy amplio y prácticamente inagotable. ¡"Trabajan" en todas partes! Con su ayuda se producen plásticos y cauchos, se preparan semiconductores y metales extrapuros. Intervienen como remedios medicinales e insecticidas y

herbicidas en la agricultura. Forman parte de la composición del combustible para cohetes y motores. En fin, son reactivos químicos y catalizadores valiosísimos, permitiendo realizar muchos procesos interesantes.

En la URSS se formó una importante escuela de químicos que se ocupan de los compuestos elementoorgánicos. La dirige el académico A. N. Nesmeiánov, que por sus trabajos fue distinguido con el Premio Lenin.

Relato sobre el TEP

TEP es una abreviatura. Así se llama un compuesto muy útil en la actividad práctica del hombre que ayuda a ahorrar gasolina. Aunque nadie aún ha calculado cuántos litros de gasolina ahorró TEP durante su vida, no hay duda de que el cálculo daría un número bastante imponente.

¿Qué es entonces este TEP misterioso? El químico contestará: es un compuesto organometálico del hidrocarburo etano con plomo metálico. Elimine de cada de las cuatro moléculas de etano (C_2H_6) un átomo de hidrógeno y una los radicales hidrocarburados (los etilos, C_2H_5) a un solo átomo de plomo. Entonces obtendrá Ud. una substancia de fórmula bastante simple $Pb\ (C_2H_5)_4$. Esta substancia lleva el nombre de tetraetilplomo o, con las siglas, TEP.

TEP es un líquido pesado con un matiz verdoso y el olor apenas perceptible a fruta fresca, pero muy lejos de ser inofensivo. Pertenece a los tóxicos fuertes. Desde el punto de vista químico TEP, como tal, no representa gran interés. Es una substancia como tra cualquiera. Los químicos conocen compuestos mucho más interesantes. Pero

basta añadir al depósito con gasolina para automóviles nada más que 0,5% de TEP y empiezan a efectuarse prodigios.

El motor de combustión interna es el corazón del automóvil o avión. El principio de su trabajo es sencillo. En el cilindro se comprime la mezcla de gasolina y de aire. Luego una chispa eléctrica produce la ignición. Se opera una explosión, se libera energía y a sus expensas trabaja el motor.

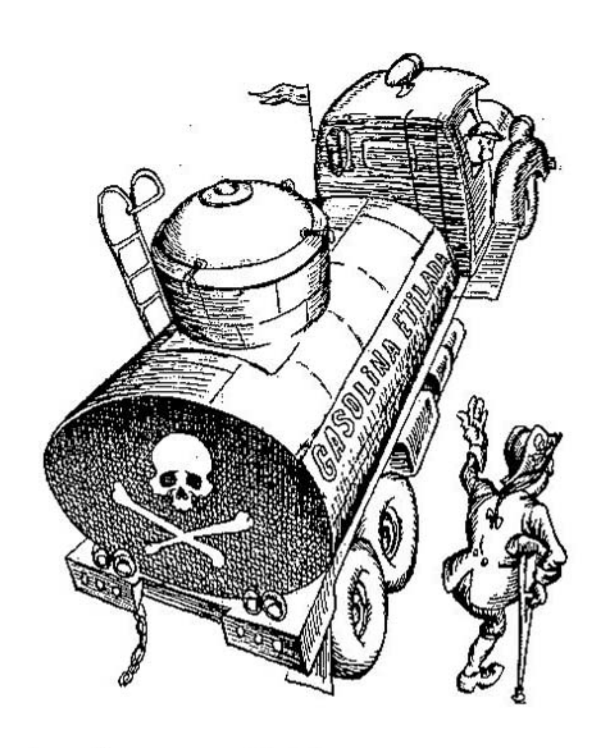
Mucho depende del grado de compresión de la mezcla. Cuanto mayor es la compresión, tanto mayor es la potencia del motor. Y tanto más económico es el gasto de combustible. Así debe suceder teóricamente. Pero en la práctica la mezcla no se puede comprimir lo bastante fuerte y de aquí proceden las "enfermedades" del motor. La combustión incompleta y no uniforme del combustible provoca el recalentamiento del motor y el gasto rápido de sus piezas. Además, crece en alto grado el consumo de gasolina.

Los ingenieros introducían en la construcción de los motores todo tipo de innovaciones, los químicos trataban de preparar clases de gasolina lo más puras posible. La "enfermedad" hasta cierto punto se podía curar, pero no por completo. En los motores seguía el "golpeteo", se recalentaban y las explosiones no uniformes de la mezcla (detonación) acortaban el plazo de su servicio.

Después de largas reflexiones los científicos llegaron a la conclusión de que la detonación se puede disminuir; se puede obligar a la mezcla que arda uniformemente, pero este objetivo es sólo posible alcanzarlo al cambiar por algún procedimiento las propiedades del propio combustible.

¿Cuál es este procedimiento?

El ingeniero norteamericano Thomas Midgley



buscaba con tenacidad la respuesta a esta pregunta. Al principio propuso la salida más inesperada: hay que. . . teñir la gasolina de rojo. En este caso el combustible adquirirá la propiedad de absorber más calor y será más volátil. Entonces se logrará comprimir más fuertemente la mezcla de gasolina y aire.

Midgley "tiñó" la gasolina añadiéndole un poco de yodo. Y ¡qué satisfacción!, en efecto, la detonación de la gasolina se hizo menor. Pero apenas el investigador aplicó en vez de yodo un

colorante habitual, el motor volvió a ser presa de sus antiguos achaques.

Resulta en este caso que el color no tiene nada que ver con el asunto. Pero el disgusto de Midgley duró poco tiempo. Se le ocurrió una idea brillante: es posible que existan substancias cuyas adiciones ínfimas mejoran esencialmente las cualidades de la gasolina.

El yodo sólo lo hacía en grado insignificante. Era necesario buscar otras substancias, simples o complejas. Los científicos ensayaron decenas y centenas de compuestos. Los prácticos y los teóricos trabajaban juntos, hombro con hombro.

Por fin los teóricos llegaron a una conclusión muy importante. Hace falta buscar substancias antidetonantes entre los compuestos de los elementos con gran peso atómico. Por ejemplo, vale la pena probar los compuestos de plomo.

Pero, ¿cómo introducir plomo en la gasolina? Ni el propio metal, ni sus sales no se disuelven en la gasolina. Existe un solo remedio: aplicar algún compuesto orgánico de plomo.

Entonces, por vez primera, fue pronunciada la palabra tetraetilplomo, TEP. Esto sucedió en 1921.

Adiciones (y además pequeñísimas) de TEP a la gasolina resultaron maravillosas de verdad. La calidad del combustible mejoró bruscamente. Se logró comprimir la mezcla de la gasolina con el aire dos veces más fuertemente. Esto significó que a velocidad igual del automóvil el consumo de gasolina disminuye dos veces. El "corazón" de los coches y los aviones empezó a trabajar sin interrupciones.

Ahora insertamos una interesante información económica: la producción mundial de TEP es aho-

ra tan grande que se crea la amenaza de agotar rápidamente los recursos naturales de plomo.

TEP tiene una propiedad desagradable: es muy tóxico. Puede ser que Ud. haya observado en los depósitos de muchos camiones una inscripción preventiva: "¡gasolina etilada, veneno!" La gasolina que contiene TEP es necesario tratarla con gran cuidado.

TEP es pionero entre los antidetonantes de los combustibles y hasta ahora sigue siendo el más importante entre estos. Pero los científicos piensan seriamente en sustituirlo por otra substancia que tenga la misma eficacia, pero que no sea nociva.

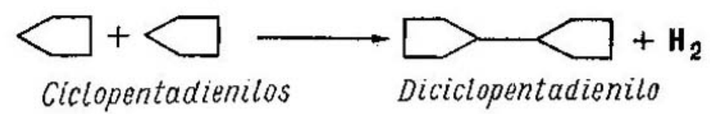
Una de esas substancias ya ha sido encontrada. Se denomina CTM. Si Ud. quiere enterarse qué es esto, lea lo que sigue.

"Sandwiches" extraños

En nuestros días se conoce una multitud de compuestos organometálicos. No se pueden limitar a unos diez mil. Pero hace unos tres lustros en la química organometálica existió una molesta laguna. Los químicos de ningún modo podían incluir en las moléculas orgánicas los llamados metales de transición, o sea, los metales que en el sistema periódico de Mendeléiev se disponen en los subgrupos secundarios. Y estos metales son casi cincuenta. Incluso si los químicos a veces lograban a obtener tales compuestos, éstos resultaban ser muy inestables, una especie de "fruta exótica organometálica".

En 1951, como a veces suele suceder en la ciencia, en el asunto se metió Su Majestad la Ocasión. El químico inglés Pauson dio a su estudiante Kealy

un encargo. No se podía decir que el trabajo era muy complicado. Kealy tenía que sintetizar un hidrocarburo de nombre bastante largo: diciclopentadienilo. Con ese fin necesitaba aparear dos ciclos hidrocarbonados pentagonales. O, en otras palabras, obtener de dos compuestos con la fórmula $C_5 H_5$ uno solo: $C_{10} H_8$ (se suponía que dos átomos de hidrógeno se iban a separar).



Kealy sabía que esta reacción puede efectuarse sólo en presencia de un catalizador y eligió el cloruro de hierro.

Una buena mañana Pauson y Kealy se quedaron estupefactos al ver que el producto de la reacción en vez de ser un líquido incoloro se presentó en forma de bonitos cristales anaranjados y, además, muy estables. Soportaban el calentamiento casi hasta 500°C, lo que es un fenómeno poco frecuente en la química orgánica.

Pero cuál no fue el asombro del profesor y del estudiante cuando los cristales enigmáticos se sometieron al análisis químico. En efecto, había motivo para quedarse perplejo: los cristales contenían carbono, hidrógeno y . . . hierro. El hierro, un metal de transición típico, como si tal cosa, se juntó con substancias orgánicas típicas.

La fórmula de este compuesto organometálico de hierro tenía un aspecto nada usual:

Fe

Los dos anillos (ciclopentadienos) son pentágonos planos regulares. Parecen ser dos rebanadas de pan entre las cuales se ha colocado un "fiambre", el átomo de hierro. Los compuestos de este tipo se denominan "sandwich" (puesto que su estructura recuerda este bocadillo inglés).

El ferroceno (tal es el nombre dado a este compuesto organometálico de hierro) resultó ser el primer representante de la familia de los "sandwich".

Para simplificar, hemos representado la estructura del ferroceno de manera sumamente esquemática, en un plano; pero en la realidad su molécula tiene una estructura espacial más compleja.

La síntesis del ferroceno fue un éxito sensacional de la química moderna. Tanto los teóricos como los prácticos tuvieron que revisar muchas de sus concepciones que se consideraban infalibles, concernientes a las posibilidades de la química organometálica.

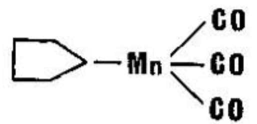
El ferroceno nació en 1951. En la actualidad existen varias decenas de estos "cenos". Los compuestos de "sandwich" se han obtenido casi para todos los metales de transición.

Por ahora ofrecen interés casi exclusivamente para los químicos teóricos. En cuanto a su aplicación práctica, aquí hay aún muchas cosas no claras. Sin embargo...

Ahora sí que ha llegado el momento oportuno para presentar a CMT. La denominación completa de esta substancia es muy larga, pero se puede recordar fácilmente, pues suena a modo de un versecillo infantil:

Ciclopentadienilo-
manganesotricarbonilo

No es difícil representar la estructura de su molécula:



Sencillamente, en vez de la segunda "rebanada de pan" (anillo de ciclopentadienilo), el "fiambre" (átomo de manganeso) está ligado con tres moléculas de monóxido de carbono.

CMT es una magnífica substancia antidetonante. Mejor que nuestro viejo conocido TEP. Esto se refiere tanto a sus características de trabajo, como al hecho de que casi por completo está exento de novicidad. En la actualidad lo comprueban multilateralmente en la práctica. Ya pasan por los caminos camiones con las siglas CMT en sus depósitos de gasolina,

Según han calculado los economistas; la completa sustitución de TEP por CMT puede ahorrar anualmente 3 mil millones de rublos. Pero la ventaja principal no es ésta; lo fundamental es que el aire de nuestras ciudades será más puro y sano.

Antojos raros del monóxido de carbono

Trátase de un compuesto sin ningún ardid. Tan sólo un átomo de carbono y uno de oxígeno. Familiarmente se llama tufo del carbón y su nombre químico es monóxido de carbono. Es muy tóxico y no se muestra propenso a participar en reacciones químicas. Esta es una breve característica de la substancia que responde a la simplísima fórmula de CO.

. . . No sabemos de seguro si justamente así se desarrollaron los acontecimientos, pero en 1916 en una planta química alemana tuvo lugar un suceso de poco interés. Alguien necesitó un viejo requeteviejo balón de acero en el cual durante cinco años seguidos se guardó bajo presión la mezcla de dos gases: hidrógeno y monóxido de carbono. El balón lo abrieron, dejando escapar los gases, y en su fondo descubrieron un poco de líquido de color marrón claro y de olor desagradable, parecía que holía "a polvo".

Este líquido resultó ser un compuesto químico conocido, pero muy raro, de un átomo de hierro con cinco moléculas de monóxido de carbono. En los manuales químicos se llamaba pentacarbonilo de hierro $Fe(CO)_5$.

(A propósito, hablando respecto del destino de los descubrimientos científicos. El pentacarbonilo de hierro fue descubierto el mismo día—15 de junio de 1891—por dos científicos, Berthelot en Francia y Mond en Inglaterra. Tales coincidencias no son muy frecuentes).

Los químicos examinaron cómo apareció esta substancia en el balón. Resultó que no había ocurrido nada sobrenatural. Por acción del hidrógeno la superficie interior del balón de hierro se hizo muy activa, reduciéndose los óxidos de hierro hasta metal puro. El monóxido de carbono, estando bajo presión, reaccionó con este metal.

Al estudiar el mecanismo de la reacción, los químicos, en esta misma planta, construyeron un aparato capaz de producir esta substancia en kilogramos.

La razón de esto era que el pentacarbonilo resultó útil en la práctica. Se comportó bien como antidetonante (¡qué suerte tenemos en conocerlos!).

Incluso se ha creado un combustible especial con adición de pentacarbonilo de hierro, la así llamada "motalina". Pero los automóviles usaron este combustible muy poco tiempo. El pentacarbonilo se descomponía con demasiada facilidad en sus partes integrantes y el polvo de hierro ensuciaba los segmentos del émbolo de los motores. Además, en aquel tiempo fue descubierto TEP...

Retengamos en la memoria la facilidad de descomposición del pentacarbonilo de hierro y por algún rato prestemos atención a problemas que en cierto grado son de otra índole.

Ahora se conoce una multitud de carbonilos: para el cromo, molibdeno, tungsteno, uranio, cobalto, níquel, manganeso y renio. Las propiedades de estos compuestos son muy distintas: unos son líquidos, otros, sólidos; unos son inestables, otros, al contrario, poseen bastante estabilidad.

Pero lo que los une es una cualidad común y muy interesante: para explicar la estructura de los carbonilos son inaplicables las concepciones corrientes sobre valencia.

Recuérdese: en los compuestos complejos a los iones de los metales se unen moléculas neutras y, además, en diferentes cantidades. Por esta razón, en la química de los complejos no se utiliza el concepto de valencia, sino el de índice de coordinación. Este indica cuántas moléculas, átomos o iones complejos están ligados con el átomo central.

Los carbonilos son frutos del ingenio de la naturaleza aún más extravagantes. En ellos los átomos neutros están ligados con moléculas neutras. Resulta que la valencia de los metales en estos compuestos se debe considerar igual ¡a cero!, pues el monóxido de carbono es una molécula neutra.

Este es un ejemplo de otra paradoja química que, a decir verdad, hasta ahora no tiene explicación teórica estricta.

Aquí acabamos nuestra pequeña digresión teórica.

Los carbonilos de los metales resultaron un buen bocado para la práctica.

Por ejemplo, en calidad de catalizadores.

Pero este empleo de los carbonilos no es el principal. Hay algo más importante.

Volvamos de nuevo a la misma planta en cuyo almacén fue encontrado el viejo balón en el fondo del cual se descubrió el líquido extraño que resultó ser el pentacarbonilo de hierro, que...

"Que", en una palabra, empezaron a producir casi a escala industrial. Mas una vez, el operario que atendía el aparato de síntesis se distrajo y empezó el escape del pentacarbonilo. El vapor de esta substancia se depositaba en una chapa de acero que estaba cerca del aparato. En fin de cuentas, el operario descubrió la avería y la eliminó rápidamente, al mismo tiempo que por casualidad dejó caer la chapa al vano del taller.

Los cazadores dicen en broma: "Una vez al año hasta el bastón dispara". La chapa de acero que yacía en paz bajo los rayos del sol, al caer, explotó.

Fue creada una "comisión para la investigación" especial cuyos expertos después de reiteradas sesiones pronunciaron su dictamen: la chapa "explotó" porque estaba cubierta de polvo de hierro finísmo. Toda substancia reducida a polvo muy fino, en general, está propensa a explotar. Por ejemplo, produce explosiones el polvo de harina, de azúcar, etc.

El polvo de hierro que cubría la chapa se for-

mó como resultado de la descomposición del pentacarbonilo.

La posibilidad de preparar finísimos polvos metálicos mediante la descomposición de carbonilos de los metales despertó vivo interés entre los científicos.

Pusieron de relieve que estos polvos se distinguen por sus propiedades peculiares. Las dimensiones de sus partículas son muy pequeñas, del orden de un poco más de micrón. El polvo de hierro, por ejemplo, se puede obtener en forma de suntuosa "lana" de hierro que consta de cadenitas metálicas sólidas.

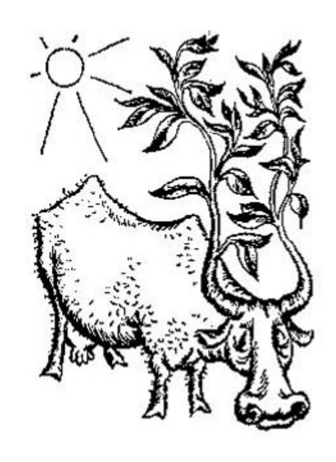
Los carbonilos, al cubrir una superficie caliente, forman sobre ésta una película delgada y muy resistente. Además, los polvos y películas poseen propiedades magnéticas y eléctricas muy valiosas, lo que les abrió un ancho camino a los campos de la radiotecnia y electrónica.

Los polvos de carbonilo atraen también la atención de la metalurgia de polvos.

Rojo y verde

Las dos son substancias orgánicas muy complejas. Para representar sus fórmulas estructurales se necesitaría una página entera de este libro. Las dos son compuestos complejos y, además, no comunes: su único átomo de metal parece estar perdido en medio de una compleja armazón calada compuesta de varios ciclos. Los químicos llaman a tales combinaciones compuestos de quelación.

Estas dos substancias son la hemoglobina y la clorofila. El color rojo de la sangre y el verde de las plantas es el asunto de sus manos. Estas dos



substancias son poseedoras de las llaves para todo lo vivo en la Tierra.

El "núcleo" de la hemoglobina es el átomo de hierro. La sangre de distintos animales contiene hemoglobinas diferentes, pero su estructura básica es la misma. La sangre del hombre contiene cerca de 750 gramos de hemoglobina.

La hemoglobina transporta oxígeno desde los órganos respiratorios hacia los tejidos del organismo.

La estructura de la clorofila es muy parecida a la de la hemoglobina. Pero tiene otro átomo de metal: un átomo de magnesio. La función vital de la clorofila es de suma responsabilidad y muy compleja. Con ayuda de la clorofila las plantas asimilan, a partir del aire, el dióxido de carbono.

Los químicos apenas comienzan a penetrar en la esencia del mecanismo de trabajo de la hemoglobina y la clorofila. Al parecer, en este meca-

nismo, la parte más importante y fundamental pertenece a los átomos centrales de los metales: hierro y magnesio.

Pero la fantasía de la naturaleza es muy rica. El hierro y el magnesio están lejos de ser los únicos metales que pueden infiltrarse dentro del esqueleto porfínico (así se llama la armazón orgánica común para la hemoglobina y la clorofila). El cobre, manganeso y vanadio pueden también hacer las veces de "núcleo" metálico.

La Tierra la pueblan seres con sangre. . . azul. Son algunas especies de moluscos. En la hemoglobina de su sangre no hay hierro, su lugar lo ocupa el cobre.

¡He aquí qué muestras más asombrosas se pueden encontrar en nuestro museo químico!

Todos en uno

Al principio de los años treinta de nuestro siglo los geoquímicos sugirieron una hipótesis muy interesante. Ellos afirmaron que en cualquier muestra natural —sea esto un fragmento de piedra, un taco de madera, un polvillo de tierra o una gota de agua— , en una palabra, por doquier, se puede encontrar átomos de todos los elementos químicos conocidos en la Tierra, sin excepción.

Esta suposición al principio pareció fantástica. Pero el ojo de la química analítica cada año se hacía más escudriñador. Los nuevos métodos de análisis permitían descubrir la presencia de millonésimas y milmillonésimas fracciones de gramo de substancia. Y se puso de manifiesto que aunque la idea de los geoquímicos no es exacta al cien por ciento, de todos modos se aproxima mucho a la verdad.

En efecto, resulta interesante que en cualquier piedra encontrada a la orilla de un río puede descubrirse silicio y aluminio, potasio y zinc, plata y uranio, es decir, casi todo el sistema de Mendeléiev. Naturalmente, la mayoría de los elementos se presenta en cantidades ínfimas, prácticamente, en átomos contados. Pero de todas maneras este hecho es muy interesante.

Sería ingenuo pensar que en la piedra encontrada todos los elementos forman parte de la composición de un solo compuesto. ¡De ningún modo! Tenemos que vérnosla con una mezcla muy complicada de substancias químicas complejas. En éstas, el papel principal lo desempeñan el silicio, aluminio y oxígeno. Los demás elementos se presentan en cantidades menores, con la particularidad de que algunos de ellos, en general, constituyen una impureza despreciable.

Así ocurre en la naturaleza. ¿Y en el laboratorio químico? ¿Pueden los científicos formar un compuesto cuya molécula sea integrada por todos los elementos de la tabla de Mendeléiev?

Los químicos ya han preparado substancias muy complejas constituidas por más de diez elementos. Pero sólo un poco más de diez. Y no hubo químico alguno que se planteara la tarea de crear una tal estructura molecular en la que se atarían con lazos químicos todos los residentes de la Gran Casa. Y no sólo porque no venga a mano, sino también porque en la práctica esto carece de interés. Además, es muy difícil construir tal molécula-monstruo. Es muy difícil, pero por lo visto, posible.

Es muy raro que un compuesto químico se logre obtener de una vez, realizando la reacción en una etapa. Si nos planteáramos el objetivo de construir

una molécula que abarque todos los elementos químicos, se necesitarían muchas decenas e incluso centenas de tapas. Un edificio tan complejo sólo se puede erigir por partes.

Ni siquiera nos atrevimos a representar gráficamente, la fórmula de una sola variante de ese hipotético compuesto "omnielemental" aunque esta variante sea de lo más simple, por la sencilla razón de que nadie aún ha analizado los caminos de su creación.

Cuando no existe proyecto, ni hay planos de la obra, es imposible imaginársela nítidamente. Lo único que se puede hacer es dejarse llevar por la fantasía.

El átomo más extraordinario y la química más extraordinaria

Le presentamos el símbolo de un elemento extraño: el Ps. Mas no trate de buscarlo en la tabla de Mendeléiev, ya que no es de ningún modo un átomo de algún elemento químico.

Su vida dura un período infinitamente pequeño, menos de una diezmillonésima de segundo. Pero no se puede decir que es radictivo.

Ps se conoce con el nombre de positronio, siendo su estructura muy simple.

Tómese el átomo de hidrógeno, el átomo más simple entre los elementos químicos. Un electrón gira alrededor de un solo protón.

El átomo de positronio aparece durante transformaciones radiactivas de tipos determinados que se acompañan de emisión de un positrón. El positrón y el electrón, por un instante muy corto, forman un sistema estable.

En el positronio, el papel de protón lo desempeña la partícula elemental, el positrón. Es el an-

típoda del electrón. El positrón tiene las mismas dimensiones y la misma masa: la única diferencia consiste en que la carga es opuesta (positiva).

Si el positrón y el electrón chocan, los dos acaban con su existencia. Como dicen los químicos, se aniquilan. En otras palabras, se convierten en la nada o, para ser más exactos, pasan a ser radiación.

Pero antes de esfumarse, los dos enemigos jurados coexisten un breve instante uno al lado del otro. Precisamente en este momento es cuando nace el átomo fantasma, el positronio. El átomo sin núcleo, ya que tanto el electrón como el positrón giran alrededor de un centro de gravedad común.

¿A quién le interesa el positronio? Al parecer, sólo a los físicos teóricos o, puede ser, a los escritores de los libros de ciencia ficción que están buscando nuevos tipos de combustible para sus astronaves. No obstante, hace poco en los Estados Unidos se publicó un grueso tratado titulado "La química del positronio", que de ningún modo es una novela fantástica. El libro está escrito por científicos serios y trata de cómo los investigadores aprovechan para sus fines a tan extraordinario átomo. En otros países, entre ellos en la URSS, también se editaron libros dedicados a este tema. Y en el laboratorio del científico V. Goldanski se realizan investigaciones multilaterales del positronio.

Durante su corta vida el positronio es capaz de participar en reacciones químicas. Lo más fácil para él es reaccionar con compuestos químicos que conservan valencias libres. Los átomos de positronio aprovechan estas valencias.

Empleando instrumentos especiales los químicos revelan el carácter de la descomposición del

positronio internado en la molécula de una substancia. Resulta que, en dependencia de la estructura de la molécula, la descomposición del positronio transcurre de diferente manera. Esto permite a los químicos investigar detalles finos de las construcciones moleculares y resolver numerosos problemas complejos y discutibles donde otros métodos se muestran inconsistentes.

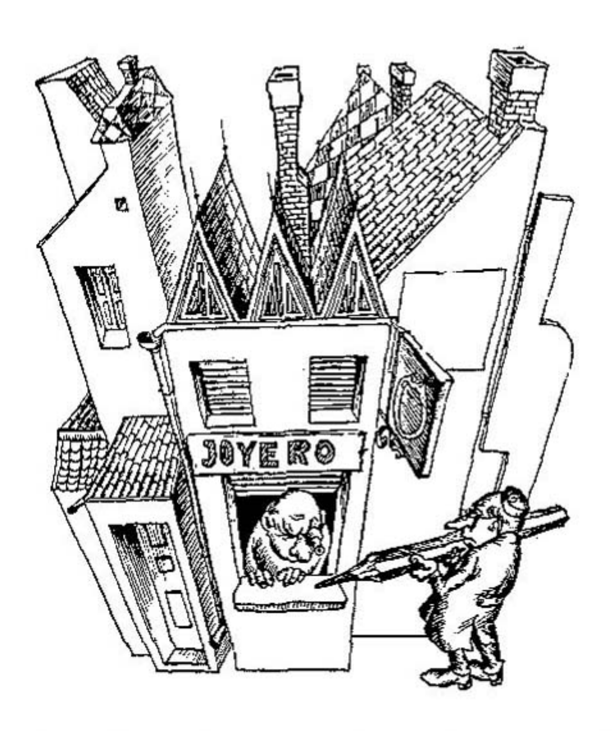
Otra vez el diamante

En nuestro museo químico el diamante no es, en todo caso, la muestra principal. Es demasiado simple para que lo consideren único en su género. Su esqueleto carbonado original no asombra a nadie en nuestros tiempos. Además, ya en el siglo XVII los químicos lograron quemar cristales de diamante, empleando un método muy elemental, el de pasar los rayos solares a través de una lupa corriente.

Los químicos hace tiempo pensaban en otra cosa. ¿Quizá se pueda convertir el grafito en diamante? En esencia, tanto el uno, como el otro son carbono. Lo único que se necesitaba era encontrar la posibilidad de transformar el esqueleto de grafito en el de diamante y preparar de un material muy blando otro muy duro, sin eliminar ni añadir nada.

Al fin y al cabo se encontró esta posibilidad. Es una historia muy interesante de la que hablaremos a su debido tiempo. Mientras tanto señalemos que para preparar diamantes artificiales eran necesarias presiones colosales.

Por eso escogemos como protagonista principal de este relato a la presión. Y no una cualquiera, de una, dos o diez atmósferas, sino la superalta, cuan-



do cada centímetro cuadrado de la superficie soporta un peso de decenas y centenas de miles de kilogramos.

En resumidas cuentas, las presiones superaltas permiten obtener substancias antes nunca vistas.

Por ejemplo, en los tiempos de los alquimistas se conocían dos variedades de fósforo, el blanco y el rojo. Ahora, a éstas se juntó la tercera variedad, el fósforo negro o metálico. Este es el más pesado y más denso entre los fósforos y conduce la corriente eléctrica no peor que muchos metales. El fósforo, un no metal típico, por acción

de las presiones superaltas se convirtió en una substancia casi metálica y, además, estable.

El ejemplo del fósforo la siguió el arsénico y otros no metales. Y cada vez los científicos notaban cambios cardinales en las propiedades. La pesada mano de la presión superalta varía estas propiedades prácticamente ante los propios ojos. Desde el punto de vista físico aquí no se operaba nada extraño. Sencillamente, la presión superalta reordena la estructura cristalina de los elementos y sus compuestos y los hace más metálicos.

Así apareció un término eminentemente físico: "metalización por presión".

Los hombres de la Tierra han pisado ya la superficie de la Luna. Ahora esperan Marte y Venus. Luego les llegará su turno a otros mundos, más lejanos y aún más misteriosos. Una y otra vez los hombres se encontrarán con lo insólito, inesperado y desconocido.

Pero a nosotros nos interesa por ahora una cuestión particular.

¿Son por doquier iguales los elementos químicos? ¿Es que el poderío de la ley y del sistema periódico de Mendeléiev se extiende a todos los cuerpos cósmicos, sin excepción? ¿O es que la creación genial del científico ruso es válida sólo en las limitadas márgenes de la Tierra?

¡Que nos perdone el lector por haber puesto tantas interrogantes! Pero la verdad es que es mucho más fácil plantear preguntas que responderlas.

Los filósofos sostienen una opinión bien determinada. Ellos estiman que la ley periódica y el sistema periódico son iguales para todo el Universo. En ello reside su universalidad. Son iguales, pero con una reserva esencial: en aquellas

partes donde las condiciones ambientales no se diferencian mucho de las terrestres, donde la temperatura y la presión no se miden con magnitudes que constan de muchas cifras.

Aquí está el límite de su aplicación.

Lo desconocido bajo los pies

Un proverbio oriental dice: "Antes de contar las estrellas, mira lo que tienes bajo tus pies".

¿Es que conocemos muy bien nuestro propio planeta? Desgraciadamente, muy poco. Estamos mal enterados de cómo está constituido el globo terráqueo en su interior y de qué substancias están formadas sus profundidades más alejadas.

Los científicos sugieren un sinnúmero de todo tipo de hipótesis y ninguna de éstas puede considerarse preferible.

Aunque los pozos de sondeo alcanzaron la profundidad de siete kilómetros y ya se ha empezado el asalto de honduras más considerables, de hasta 15—20 kilómetros, no olviden que el radio de la Tierra es de 6300 km.

Otro proverbio oriental dice: "Para conocer el sabor de una nuez, muérdale la cáscara".

Con cierta aproximación se puede decir que nuestro planeta está constituido de modo semejante a una nuez. Por arriba está la cáscara, o sea, la corteza terrestre. Por dentro yace el núcleo. En la Tierra, entre la corteza y el núcleo, se encuentra una junta gruesísima, la llamada manta.

A duras penas conocemos de qué se compone la cáscara — la corteza terrestre—, o mejor dicho ni siquiera la cáscara entera sino este fino y delicado tegumento que envuelve el exterior de una nuez verde. En cuanto a la estructura de la manta y

tanto más del núcleo, es una ecuación con muchas incógnitas.

Lo único que se puede afirmar rotundamente es que las substancias que integran los estratos internos de la Tierra son completamente desacostumbrados. Pues cuanto más cerca del centro de la Tierra se encuentran, tanta mayor es la presión de los estratos superiores. Las presiones en el núcleo alcanzan una cifra astronómica: 3 millones de atmósferas.

A propósito, hace varios siglos que los científicos discuten sobre el núcleo terrestre y su estructura. El número de las hipótesis existentes está en relación directa con el de los científicos.

Unos consideran que el núcleo del planeta es de hierro y níquel. Otros lo ven de otro modo. Según su opinión, el material constructivo del núcleo es el mineral olivina. En condiciones ordinarias es una mezcla de silicatos de magnesio, hierro y manganeso. La presión monstruosa dentro del núcleo transforma la olivina en una materia metaloide *sui generis*. En fin, los terceros son más atrevidos aún. Estos afirman que la parte central del núcleo consta de hidrógeno comprimido hasta el estado sólido y que por esta razón tiene propiedades metálicas desconocidas. Los cuartos. . .

Mejor es poner un punto. "Para conocer el sabor de una nuez, muérdale la cáscara". Pero tendrá que pasar mucho tiempo antes de que se logre alcanzar el núcleo de la Tierra.

¿Acaso no es paradójico que conozcamos mucho menos sobre la estructura del núcleo de la Tierra que sobre la composición del núcleo atómico?

¡Sí, lo desconocido está bajo nuestros pies! Y para el químico es un verdadero almacén de

prodigios: elementos en estados cristalinos desacostumbrados; no metales convertidos en metales; compuestos de lo más diverso, cuyas propiedades es difícil hasta imaginar. . .

¡La asombrosa química de las profundidades!

Mas por ahora, como dijo con ingenio el científico soviético A. F. Kapustinski, nuestra química sigue siendo una ciencia sumamente "superficial".

Empero, ¿mantiene el sistema periódico de los elementos su vigor en los estratos más profundos? Sí, mientras no cambie la estructura electrónica de los átomos. Mientras los electrones se dispongan en aquellas envolturas en que les está prescrito.

No obstante, el "statu quo" se mantiene sólo durante un período de tiempo determinado.

Cuando lo mismo resulta ser completamente distinto

No, nosotros no nos hemos despedido aún de la presión superalta. Ahora nos ofrecerá otra sorpresa.

La envoltura electrónica del núcleo es una estructura bastante estable. Puede perder varios electrones y, en este caso, el átomo se convierte en ion. Es un proceso común y corriente para las interacciones químicas.

Puede perder muchos electrones, e incluso todos, de modo que quede el "núcleo desnudo". Este fenómeno se observa a temperaturas de millones de grados. Por ejemplo, en las estrellas.

Pero he aquí un problema de otro género. El número total de electrones no varía, sólo cambia su disposición. Se alojan de modo distinto en las capas electrónicas. Y si los electrones se agrupan

no como de costumbre, se modificarán también las propiedades del átomo, las propiedades del elemento.

Lo dicho anteriormente es, por así decirlo, el pie de la figura. Ahora viene la propia figura.

No vemos dificultad alguna en representar el átomo de potasio. Tiene cuatro niveles electrónicos. Los más próximos al núcleo (K y L) están llenos por completo: el primero contiene dos, y el segundo, ocho electrones. En ningunas condiciones en estos niveles pueden caber más electrones. En cambio, los dos niveles restantes están lejos de ser completos. En el nivel M hay sólo 8 electrones (aunque pueden alojarse 18), y el nivel N sólo ha empezado a estructurarse (1 electrón), y además, antes de que se haya estructurado totalmente el anterior.

El potasio es el primer elemento en que se registra la formación inconsecuente, escalonada, de las capas electrónicas.

Pero podemos figurarnos otro cuadro. El "propio" electrón de potasio, en lugar de alojarse en el cuarto nivel, empieza a proseguir la formación del tercero (pues en éste quedan diez sitios vacantes).

¿Algo fantástico? En condiciones normales, sí. Mas apenas vuelven a aparecer en la escena las presiones superaltas, la situación puede cambiar.

A presiones superaltas la envoltura electrónica del núcleo se comprime fuertemente. Entonces se hacen posibles los "hundimientos" de todo género de los electrones exteriores hacia las capas incompletas dispuestas a mayor "profundidad".

Por ejemplo, el electrón exterior de potasio del cuarto nivel se exprime hacia el tercero. Ahora el nivel M tendrá nueve electrones.

Entonces, ¿qué resulta? El número atómico del potasio (19) es el mismo. La cantidad de electrones también es la misma. En una palabra, no se operó ninguna transformación de elementos.

No obstante, nuestro viejo conocido, el metal alcalino potasio, deja de ser nuestro conocido. En su lugar aparece cierto forastero con tres capas electrónicas en vez de cuatro y con nueve electrones en la capa exterior en lugar de uno, a que tanto estamos acostumbrados. De aquí se desprende que es necesario estudiar el carácter químico del "neopotasio" desde el mismo principio.

Y sólo se puede adivinar cuál será este carácter, ya que hasta ahora nadie ha tenido entre sus manos ni un corpúsculo del "potasio" duende.

En caso de que la presión superalta siga aumentando de intensidad, otros elementos, que van en pos del potasio, también perderán su habitual aspecto. Desaparecerá el completo escalonado de las capas electrónicas, lo que es ley para la tabla de Mendeléiev. Mientras una capa no haya terminado su estructuración, la siguiente quedará vacía.

. . . Este también será un sistema periódico. Otro, no de Mendeléiev. Sus habitantes, excepto los elementos de los primeros tres períodos, serán otros. Se presentarán como metales "alcalinos" el cobre y el prometio; como "gases nobles", níquel y neodimio, cuyas respectivas capas exteriores terminarán su formación. Claro que es un cuadro muy "idealizado". En la realidad todo puede resultar mucho más complicado. A propósito, así hacen pensar los cálculos teóricos.

Así puede presentarse la "química de las profundidades". Valencias extravagantes, propiedades extrañas, compuestos asombrosos. . .

¿Acaso no es todo ello sugestivo? ¡Extraordinariamente! ¿Es real? Quién lo sabe... A lo mejor, aquí también se necesitará una idea "loca", pues se trata de la obtención de materia de un tipo completamente nuevo. Supongamos que existe en la realidad durante las presiones superaltas. Pero en condiciones normales debe adquirir la forma de elementos ordinarios.

La tarea consiste en refrenar, en "congelar" esta transición. De lograr resolverla, obtendremos de hecho una ciencia química más. La química número dos.

CON SUS OJOS

Unas palabras sobre la utilidad del análisis

En una ocasión Mijaíl Lomonósov dijo: "La química extiende ampliamente sus brazos". Hace más de doscientos años su genial intuición presintió la significación de esta ciencia para las generaciones venideras.

El siglo XX es un ejemplo evidente de ello. La química es ahora una "criatura" con muchos brazos. No todo académico puede así, de golpe, enumerar todas sus ramas. Y otras nuevas aparecen casi cada año.

Pero hay algo sin lo cual cualquier "brazo" químico colgaría inerte.

Ese algo es el análisis químico, que ayudó a los químicos a descubrir muchos de los elementos que existen en la Tierra.

Dio la posibilidad de entender qué partes integrantes se incluyen en los compuestos químicos, simples y complejos. Desde la sal común hasta las proteínas.

Descifró la composición de las rocas y minerales y contribuyó a que los geoquímicos establecieran un registro escrupuloso de contaduría de la abundancia en la Tierra de los elementos químicos.

La química le debe mucho al análisis y, en primer lugar, gracias a éste llegó a ser una ciencia exacta. Es su primer ayudante en los dominios más diversos de la actividad humana. Esto se confirma por un sinnúmero de hechos.

Por ejemplo, en un alto horno se desarrolla el proceso de fundición de hierro a partir de su

mena. Las propiedades del metal obtenido dependerán en sumo grado de la proporción de carbono que en él entra. Si el carbono constituye más de 1,7%, obtenemos hierro colado; el intervalo 1,7-0,2% corresponde a distintas clases de los aceros; y menos de 0,2% de carbono nos da hierro maleable.

¿En qué radica la diferencia entre el hierro colado y el acero, entre el latón y el bronce? ¿Qué cantidad de cobre contiene el vitriolo azul? ¿Cuál es la proporción de potasio en el mineral carnalita? Todas estas preguntas y otras de la misma especie pueden ser contestadas gracias al análisis químico. Se plantean dos preguntas fundamentales: ¿qué elementos y en qué proporciones entran en la composición de la substancia a estudiar? A la primera pregunta responde el análisis cualitativo, y a la segunda, el cuantitativo.

Y ni siquiera un especialista experto puede contestar de una vez cuántos análisis distintos existen.

Para que la pólvora sea buena

¿Quién inventó la pólvora negra? La leyenda afirma que el inventor fue el monje suizo Berthold Schwarz.

La preparación de la pólvora negra no ofrece muchas dificultades: es necesario mezclar en proporciones determinadas azufre, salitre y carbón vegetal triturado. Todos estos componentes deben ser de alta calidad.

Pero, ¿de qué modo se puede valorar esta calidad?

Si es bueno o malo el salitre los fabricantes de pólvora lo determinaban al sabor.

Insertamos aquí una receta interesante de análisis "al sabor" del salitre, encontrada en un archivo de documentos antiguos. "Si el salitre tiene sabor salado y amargo, no es bueno. El salitre bueno sólo muerde un poco la lengua y es dulzón.

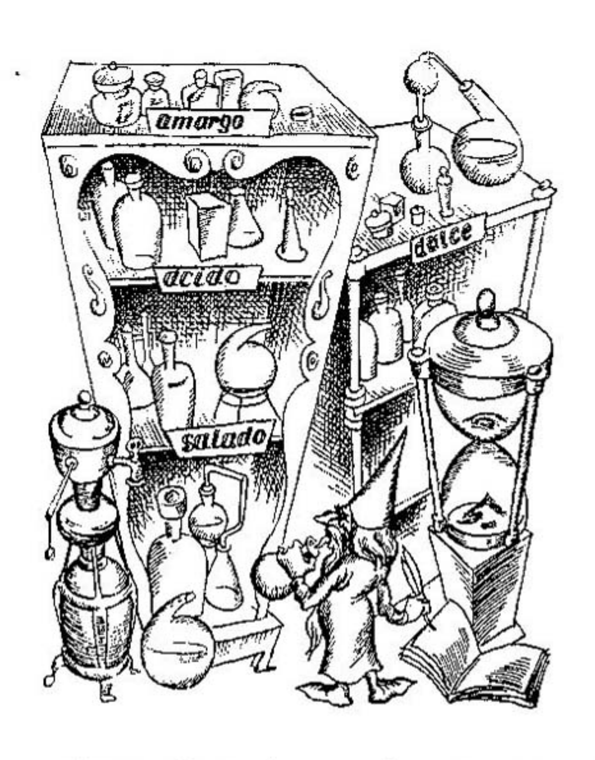
Con toda razón se podía decir que un buen fabricante de pólvora se comía durante la vida "un montón de salitre".

La calidad del azufre se determinaba por medio de un procedimiento aún más original.

Un pedacito de azufre lo comprimían en la mano y lo acercaban al oído. Si se oía un ligero chasquido, el azufre se consideraba bueno. En caso contrario, se desechaba por contener muchas impurezas.

¿Por qué da chasquidos el azufre puro? Su conductividad térmica es muy pequeña. El pedacito de azufre se calienta un poco por el calor de la mano y en él aparecen porciones con diferente temperatura. En la substancia surgen tensiones y el azufre frágil se desintegra en fragmentos. A eso se debe el leve chasquido. El azufre con impurezas tiene una conductividad térmica mucho mayor y por eso es mucho más resistente. Por así decirlo, esto es la base científica del análisis químico "al oído".

En una palabra, los aparatos analíticos principales de los químicos de antaño eran los órganos de los sentidos. Este hecho incluso se reflejó en las denominaciones de algunas substancias simples y compuestas. Por ejemplo, el berilio antes se llamó glucina, porque sus sales tienen sabor dulce. También de la palabra "dulce" procede el nombre



de glicerina. En cambio, el sulfato natural de sodio se llama mirabilita, que quiere decir "amargo'.

Cómo fue descubierto el germanio

A principios de marzo de 1886 a Petersburgo llegó una carta dirigida a Dmitri Ivánovich Mendeléiev. Esta decía:

"Muy señor mío:

Permítame que junto con esta carta le entre-

gue a Ud. la separata informando que yo descubrí el nuevo elemento "germanio". Al principio sostuve la opinión de que este elemento llena la laguna existente entre el antimonio y el bismuto en su sistema periódico, tan notable y estructurado con tanta profundidad, y que este elemento coincide con su eka-antimonio, empero todos los datos indican que en este caso se trata del eka-silicio.

Espero que en un futuro muy próximo podré comunicarle más detalle sobre esta substancia que presenta tanto interés; mientras tanto, hoy me limito tan sólo a informarle sobre el nuevo y muy probable triunfo de su investigación genial y le expreso mi más profundo respeto.

Atentamente suyo
Clemens Winkler
Freiberg, Sajonia
26 de febrero de 1886."

Al parecer, no fue en vano que casi cien años antes del descubrimiento del germanio Henry Cavendish no se cansó en repetir que "todo se determina por la medida, cantidad y peso". Clemens Winkler, al analizar la argirodita, mineral bastante raro encontrado poco antes en Sajonia, puso de relieve que este mineral contenía principalmente plata y azufre y, como pequeñas impurezas, hierro, zinc y mercurio. Pero le sorprendió inmediatamente el resultado cuantitativo del análisis: la suma de los contenidos porcentuales de todos los elementos encontrados en la argirodita se mantenía tercamente en la cifra de 93% y de ningún modo quería llegar hasta 100%.

¿Qué podían representar los 7% no atrapables? Para aquel entonces ya estaban bastante bien ela-

borados los métodos de análisis de la mayoría de los elementos conocidos y no debía haber ninguno que pudiera ocultarse ante los ojos del químico. Winkler sugiere una hipótesis audaz: por cuanto estos 7% se escurren, al aplicar los métodos conocidos del análisis, resulta que pertenecen a un elemento aún desconocido. La suposición se confirmó. Al cambiar un poco el esquema del análisis, el científico separó los 7% no atrapables y demostró que pertenecían a un elemento nuevo, aún desconocido en aquel tiempo. Este elemento, en honor de la patria de Winkler, recibió el nombre de germanio.

El análisis gravimétrico desempeñó también un papel importante en el descubrimiento de otro elemento, el argón, representante del grupo cero del sistema periódico.

A principios de los años 90 del siglo pasado el físico inglés Rayleigh emprendió la determinación de la densidad de los gases, deduciendo a partir de ello sus pesos atómicos. Todo iba a pedir de boca mientras el investigador no procedió a estudiar el nitrógeno. Aquí empezaron a revelarse cosas extrañas. Un litro de nitrógeno separado del aire pesaba 0,0016 de gramo más que la misma cantidad de este gas obtenido de sus compuestos químicos. El malhadado litro de nitrógeno producido a partir del nitrito de amonio, óxidos nítrico o nitroso urea, amoníaco y otros compuestos pertinazmente resultaba más ligero que la misma cantidad de nitrógeno "aéreo".

Rayleigh, que a pesar de todos sus esfuerzos no supo encontrar la causa de esa diferencia extraña, publicó una información en la revista londinense "Nature" describiendo con lujo de detalles los resultados obtenidos. El químico Ramsay respon-

dió pronto a esa información y los dos investigadores sumando sus esfuerzos lograron resolver el problema. En agosto de 1894 anunciaron el descubrimiento de un nuevo elemento, el argón, que fue la causa de los primeros fracasos de Rayleigh. Resultó que su contenido en el aire es cerca del 1%.

De este modo, el análisis gravimétrico ordinario ayudó a los científicos a descubrir nuevos elementos. Hasta ahora no existe laboratorio químico que no le preste atención. La pesada habitual ayuda, en fin de cuentas, a determinar en qué cantidad se contienen en los compuestos y minerales complejos los elementos que los integran. Naturalmente, a ello preceden operaciones químicas laboriosas para separar los distintos elementos químicos.

Luz y color

Antes de cada fiesta notable podemos oir por la radio las palabras del locutor: "Orden del ministro de defensa... En honor de... ordeno: disparar salvas en la capital de nuestra Patria, Moscú, en las capitales de las repúblicas federadas, así como en las ciudades héroes..."

¡Qué bonito es el cielo cuando se disparan las salvas! Al compás del tronar de los cañones fulgura con luces amarillas, verdes, rojas. Esa tradición de celebrar las fiestas con salvas y fuegos artificiales se remonta a los tiempos antiguos. Dos mil años antes de nuestra era en China ya se conocía el arte de pirotecnia. Pero los científicos concibieron la idea de aprovechar el color de la llama para el análisis químico hace poco relativamente.

Algo más de cien años atrás, el químico alemán Kirchhoff observó que las sales de diferentes me-

tales tiñen de colores diversos la llama incolora del mechero de gas. Así, las sales de sodio dan a la llama un color amarillo; del calcio, rojo-carmín; del bario, verde, etc.

A Kirchhoff se le ocurrió que este fenómeno de determinada coloración de la llama por las sales de distintos metales da la posibilidad de establecer rápida e infaliblemente la presencia de tal o cual elemento químico en la substancia que se investiga. Pero la alegría resultó prematura. Todo iba bien mientras el científico usaba sales puras. Pero apenas se mezclaban, por ejemplo, sales de sodio y potasio, resultaba que en el fondo amarillo vivo de la llama del mechero (color que se debía a la presencia de sales de sodio) era imposible identificar, prácticamente, la coloración violeta de potasio.

El físico Bunsen acudió a la ayuda del químico Kirchhoff. Bunsen propuso observar la llama del mechero en la que se introducía la mezcla de sales a través de un aparato especial, espectroscopio. La pieza principal de este aparato es el prisma, que al pasar por él la luz blanca la descompone en espectro, es decir, en sus componentes. El propio nombre de espectroscopio significa "observar el espectro".

En este camino a los científicos les esperaba el éxito. Resultó que, a diferencia de otras fuentes de luz, la llama del mechero de gas en la que se introducía a la sal a investigar daba no un espectro continuo sino de líneas, con la particularidad de que la disposición de las mismas en el espectro era estrictamente fija. Así, al observar en el espectroscopio la llama con sales sódicas introducidas en ella, se pueden distinguir dos líneas amarillas de extraordinaria intensidad dispuestas muy cerca

una de la otra. Si en la llama se introducen sales de potasio en el espectro se ven una línea roja y dos violetas, etc.

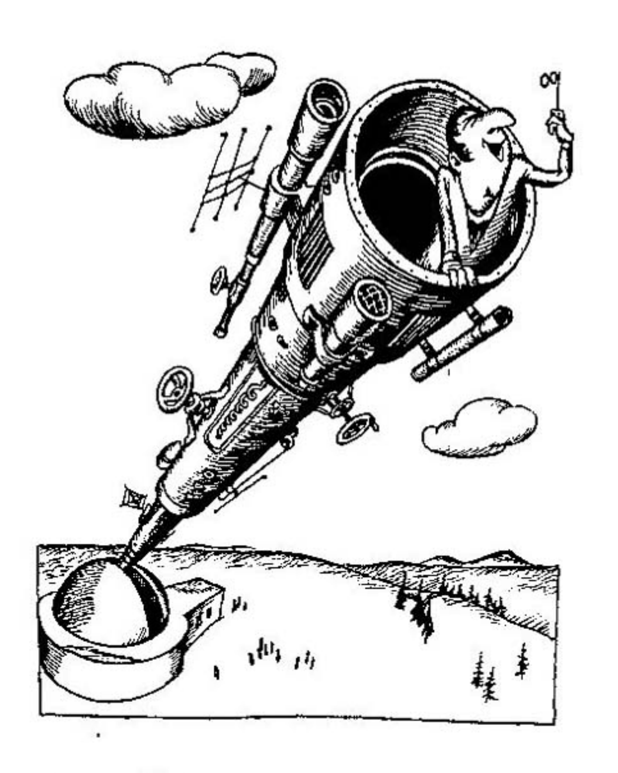
Kirchhoff y Bunsen descubrieron que las líneas de los elementos químicos determinados aparecen en los mismos sitios siempre que sus sales se introducen en la llama. Podemos introducir en la llama el cloruro, sulfato, carbonato y nitrato de sodio y sus líneas siempre aparecerán en el mismo lugar. Incluso si mezclamos las sales de sodio con cualesquiera otras, por ejemplo, con las de potasio, cobre, hierro, estroncio, bario, indistintamente las líneas de sodio aparecerán en su sitio.

Inspirados por su descubrimiento, Kirchhoff y Bunsen trabajaban sin tregua, ensayando "a la llama" muchos elementos y compuestos. Y dentro de algún tiempo compusieron una lista de elementos químicos con las características de sus respectivas líneas en el espectro. Esto dio a los científicos la posibilidad de analizar sin errores muchas mezclas de substancias complejas.

Así nació el análisis espectral. Resultó ser no sólo un método excelente de identificación cualitativa en las mezclas, de tales o cuales elementos químicos conocidos, sino que con su ayuda fueron descubiertos nuevos elementos: el rubidio, cesio, indio y galio. Y cuando se averiguó que la intensidad (la luminancia) de las líneas depende de la cantidad de las substancias presentes en la mezcla, el análisis espectral ocupó su lugar de honor entre los métodos cuantitativos.

El análisis químico. . . del Sol

Los astrónomos, que en 1868 estaban en espera del eclipse del Sol, se proveían como siempre de



gran cantidad de aparatos. Esta vez no olvidaban incluir en la lista el espectroscopio que poco antes había permitido descubrir varios elementos nuevos.

Al pasar el eclipse las pasiones se calmaron. Pero el 25 de julio de 1868 la Academia de París recibió a la vez dos cartas: una desde las costas de la lejana India, del francés Janssen, y la otra provenía de Inglaterra, del inglés Lockyer. Las cartas casi eran copia literal una de la otra: los dos científicos comunicaban a la Academia que cada

uno de ellos había descubierto en el Sol, empleando el análisis espectral, un elemento desconocido en la Tierra. En el espectroscopio presenta una línea amarilla parecida por su color a la del sodio. Pero esta línea no tenía nada que ver con el sodio.

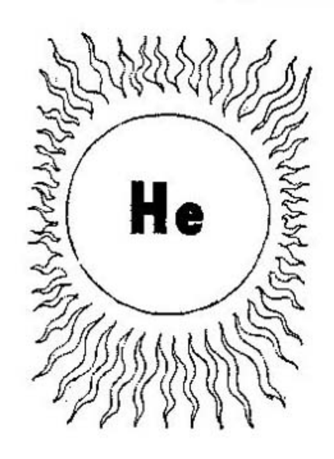
La respetable asamblea de los científicos estaba asombrada. ¡Como si fuera poco que Janssen y Lockyer habían logrado "analizar" el Sol, los dos afirmaban que habían descubierto un nuevo elemento!

En la Tierra, el helio (así fue llamado el "elemento solar") fue descubierto sólo en 1895, o sea, 27 años después.

En honor a este acontecimiento —el descubrimiento de un método que da la posibilidad de proceder a la investigación de los misterios de los lejanos luceros cósmicos— la Academia de París aprobó la decisión de acuñar una medalla especial. En efecto, este método es digno de ser destacado con una medalla especial, pues para efectuar un análisis químico empleando cualquier otro procedimiento, es indispensable tener un pedacito de substancia, por más diminuto que sea. El análisis espectral no experimenta asombro ante ninguna distancia.

Después de descubrir el "elemento solar" los científicos más de una vez orientaban sus espectrógrafos (espectroscopios registradores) en dirección hacia el Sol y éste les revelaba mansamente sus secretos.

En pos del Sol llegó el turno de otras estrellas, lejanas y próximas. El brillo de las atmósferas estelares llegaba hasta los espectroscopios terrestres. En la calma de los laboratorios los científicos analizaban la embrollada empalizada de líneas espectrales de todo género. En los astros los científicos



descubrían elementos ya conocidos en la Tierra.

Sólo después de ochenta años el helio solar entregó el relevo de las sorpresas científicas al elemento tecnecio. Al tecnecio que ocupa la casilla número 43 en la tabla de Mendeléiev. El tecnecio, fantasma de las menas terrestres, fue inicialmente descubierto en el espectro de algunas estrellas y sólo más tarde los científicos encontraron sus huellas ínfimas en la Tierra. Pero en estas estrellas el tecnecio no es de ningún modo un elemento raro. Allá se forma ininterrumpidamente como resultado de reacciones nucleares.

No se logró descubrir por ahora nuevos elementos ni en el Sol ni en las estrellas. Mas sólo el futuro puede contestar a la pregunta de si se logrará hacerlo en adelante. No se puede excluir la posibilidad de que en as entrañas de las estrellas nacen y subsisten núcleos de aquellos elementos pesados en cuya obtención en los laboratorios te-

rrestres los científicos nada más que comienzan a pensar.

Otra cosa resultó ser muy interesante: en el firmamento está en vigor una "contaduría" de los elementos químicos completamente distinta de la terrestre. En el Cosmos los elementos principales no son el oxígeno y el silicio, sino el hidrógeno y el helio. La proporción de estos elementos, primeros representantes del sistema periódico, en el Universo es muchas veces mayor que la de todos los demás en su conjunto. ¡Ve Ud. a qué paradoja sorprendente nos condujo la química de las estrellas! Nuestra Galaxia es en primer lugar el reino del hidrógeno.

Las ondas y la materia

En la naturaleza se puede encontrar un sinnúmero de matices de colores. Los químicos también lo conocen. A veces la gama fantástica de colores los hace verse en un callejón sin salida.

— ¿De qué color es, digamos, la solución de nitrato de neodimio?

— Rosado — contesta el químico.

— ¿Y qué coloración adquiere la solución de hierro trivalente si se le añade el tiocianato de potasio?

— Roja.

— ¿Cuál será la coloración si a la fenolftaleína se le añade la solución de un álcali?

— Carmesí.

Estas preguntas y respuestas pueden alternarse casi infinitamente, ya que muchas reacciones químicas se desarrollan presentando una determinada coloración y, además, del mismo tipo. Se puede decir que, al nombrar otra decena de compuestos

cuyas soluciones tienen color próximo al rojo, nos embrollamos rotundamente (aunque se dice que los pintores y teñidores de telas distinguen cerca de dos decenas de matices del rojo). ¡Qué no puede hacer un ojo experto!

Pero a los químicos les conviene poco esta distinción "intuitiva" de los colores y matices, ya que incluso la solución de una misma substancia en dependencia de su concentración puede tener numerosos matices. ¿Cómo se puede recordarlos a todos?

Jonathan Swift, el célebre escritor inglés, escribió irónicamente sobre el tema "científico" de la Academia de Ciencias Laputana, donde los ciegos mezclaban diferentes pinturas.

El sarcasmo del satírico inglés ahora es inconveniente. En la actualidad los químicos pueden contarnos sobre el color de una solución sin verla. Les ayuda en este asunto la llamada espectrofotometría. Este método analítico peculiar recibió su nombre del aparato espectrofotómetro, que permite analizar la coloración de un compuesto químico o de su solución.

Ya Isaac Newton, al dejar pasar un rayo solar muy fino a través de un prisma de vidrio, descubrió que el color blanco es compuesto. Seguramente que cada uno vio el arco iris. Los colores del arco iris constituyen precisamente las componentes del color blanco. El mismo arco iris lo observó Newton dejando pasar el rayo solar a través de un prisma. Este arco iris se llama espectro.

Pero, ¿qué es la luz? Son oscilaciones electromagnéticas, son ondas. Cada onda tiene determinada longitud (comúnmente se designa con la letra griega λ, lambda). Cualquier color o matiz puede ser caracterizado por medio de la longitud de onda. Por ejemplo, los químicos dicen: "El color rojo

con la longitud de onda igual a 620 milimicrones", o "El color rojo con la longitud de onda igual a 637 milimicrones" (milimicrón es una milésima del micrón o una millonésima de milímetro). Ahora ya no hay necesidad de dar nombres determinados a los distintos matices: carmesí, rojo, bermellón, escarlata, púrpura, colorado, etc. Basta nombrar la longitud de onda y todos los científicos del mundo entenderán de qué color y de qué matiz se trata. Cada compuesto parece obtener una especie de "carta de identidad" donde en la columna "color" está escrito: "El valor lambda es igual a...". Créanos, este documento es muy respetable.

Pero esto es sólo la mitad del asunto, pues el color del compuesto depende de qué rayos y con qué longitud de onda éste absorbe y qué deja pasar. Por ejemplo, si el color de la solución de una sal de níquel es verde, esto quiere decir que la solución absorbe la luz con todas las longitudes de onda, excepto aquellas que corresponden al color verde. En cambio, la solución amarilla del cromato potásico es transparente sólo a los rayos amarillos.

El espectrofotómetro es precisamente el instrumento que permite obtener un torrente de rayos luminosos con longitud de onda completamente definida e investigar cómo se absorben estos rayos por tal o cual substancia. Mediante los espectrofotómetros fue estudiada una enorme cantidad de compuestos tanto orgánicos como inorgánicos.

Además de la luz visible existe la luz invisible. Luz que el ojo humano no distingue. Estas luces "de más allá", dispuestas allende las fronteras del espectro de luz visible, se llaman radiación ultravioleta e infrarroja. Los químicos penetraron también en este dominio. Estudiaron los espectros de diferentes substancias químicas en las zonas

ultravioleta e infrarroja y descubrieron en éstas un fenómeno muy interesante. Resultó que a cada compuesto químico (o ion) le es inherente su propio espectro de la banda de absorción, espectro característico tan sólo para este compuesto. En este caso cada substancia también tiene su propia "carta de identidad" de "colores" (infrarroja o ultravioleta).

Mediante los espectros de absorción se puede realizar no sólo el análisis cualitativo, sino también el cuantitativo. La causa de ello reside en que en muchos casos la intensidad de la coloración es tanto mayor cuanto mayor es la concentración del compuesto químico en la solución. De aquí deriva que con tanta mayor fuerza ésta absorba luz con la longitud de onda determinada. De este modo, al establecer la absorción de la luz por la solución (o, como suele decirse "determinando su densidad óptica") se puede definir fácilmente la cantidad del elemento que nos interesa.

Nada más que una gota de mercurio

Desde la más remota antigüedad hasta nuestros tiempos llegó la máxima: "Todo lo genial es sencillo".

Una sola vez el premio Nobel fue concedido por el descubrimiento en el campo del análisis químico. Este descubrimiento fue hecho en 1922 por Yaroslav Heyrovsky, famoso científico checo. Desde entonces Praga llegó a ser una especie de Meca. Empezaron a acudir a esta ciudad en la que vivió Heyrovsky numerosos peregrinos para aprender el nuevo método, la polarografía.

Ahora, en el mundo se publican anualmente

más de mil artículos dedicados al análisis polarográfico.

Tratemos de explicar la esencia de este método del modo más elemental. Tenemos un vaso de vidrio, echamos en el vaso la solución de una substancia cuya concentración se quiere determinar. En el fondo del vaso tenemos una capa de mercurio que sirve de electrodo. Desde un capilar, a intervalos determinados de tiempo, al vaso cae una gota de mercurio que sirve de otro electrodo.

A los electrodos se conduce corriente eléctrica y en la solución debe producirse la electrólisis. Pero esta última es posible sólo a un valor determinado de potencial de la gota de mercurio. Si este valor es pequeño, no hay corriente en el circuito. De aumentar este valor, los iones contenidos en la solución comienzan a perder sus cargas. En el circuito surge la corriente eléctrica.

Cuando la solución posee iones de distintos elementos, aquéllos no se descargan todos de una vez sino gradualmente. Para cada tipo de iones es característico su valor de potencial.

Los químicos construyen un gráfico. En la abscisa trazan el valor del potencial y en la ordenada la intensidad de la corriente surgida. La curva recuerda una escalera. Cada escalón de ésta corresponde a la descarga de determinados iones.

La curva escalonada obtenida se compara con la curva modelo, es decir, con la construida de antemano para la solución que tiene concentraciones conocidas de substancias conocidas.

De este modo, se efectúa simultáneamente tanto el análisis cualitativo, como el cuantitativo de la solución. Además, transcurre automáticamente debido al empleo de aparatos especiales.

Al describir el análisis polarográfico, involun-

tariamente llega a la memoria la palabra elegante. Pero el asunto no sólo reside en su elegancia. Se trata de que la polarografía es simple, rápida y exacta y gracias a estas cualidades suyas supera la mayoría de otros métodos analíticos. Por ejemplo, mediante la polarografía se puede determinar en un centímetro cúbico de solución la presencia de. . . una millonésima parte de gramo de cloruro de zinc. Para este análisis se necesitará menos de diez minutos.

La idea primitiva de Heyrovsky ya está perfeccionada, han aparecido muchas variantes. Por ejemplo, el análisis polarográfico por adsorción. Su sensibilidad es extraordinariamente alta. En un centímetro cúbico de solución se identifican fácilmente milmillonésimas partes de substancias orgánicas.

¿Dónde se necesita la polarografía? Prácticamente, en todas partes. Tanto para el control automático de la producción, como para el análisis de materia prima mineral y aleaciones. La polarografía permite enterarse del contenido en el organismo de vitaminas, hormonas y venenos. Los médicos incluso quieren aplicar el método polarográfico para el diagnóstico precoz del cáncer.

El prisma químico

Por un antojo extraño del destino el apellido y la especialidad de este científico coinciden con la denominación del descubrimiento hecho por él.

Era botánico y llevaba el nombre de Mijaíl Semiónovich Tsvet. Tsvet en ruso significa color.

El botánico Tsvet se interesaba por la clorofila. La materia colorante (o pigmento) de la hoja verde ya conocida por nosotros.

Pero el profesor Tsvet fue enterado también de ciertos procedimientos químicos. En particular, él conocía que existían algunas substancias (adsorbentes) en cuya superficie pueden retenerse (adsorberse) muchos gases y líquidos.

Convirtiendo una hoja en masa verde el investigador preparó a partir de ella un extracto alcohólico. La masa se decoloró. Esto significaba que todos los compuestos colorantes habían pasado a la solución alcohólica. Luego Tsvet preparó un tubo de vidrio, lo llenó de tiza pulverizada humedecida en benceno y echó en este tubo la solución clorofílica.

La capa superior del polvo de tiza se tiñó de verde.

El científico empezó a lavar el tubo con benceno, echándolo gota por gota. El anillo verde comenzó a moverse, desplazándose hacia abajo. Y después —¡qué maravilla!— se desintegró en varias franjas de distinto color. Hubo franjas amarillo-verde, verde-azul y tres de distintos matices de amarillo. El botánico Tsvet observó un cuadro muy interesante. Este cuadro resultó ser un verdadero hallazgo para los químicos.

El resultado del experimento permitió sacar la conclusión de que la clorofila era una mezcla compleja de varios compuestos, aunque próximos entre sí por la estructura de sus moléculas y sus propiedades. Lo que ahora se denomina clorofila es tan sólo uno de estos compuestos, aunque el principal. Todas estas substancias se pueden separar una de la otra mediante un procedimiento muy sencillo.

Todas estas substancias se adsorbían por la tiza, pero cada una a su manera. Se retenían en la superficie de la tiza pulverizada con distinta in-

tensidad. Y cuando el benceno (líquido lavador) pasaba por el tubo, arrastraba tras él las substancias en una sucesión determinada. Al principio, las retenidas con menor intensidad, luego, las más arraigadas. Así se operaba la separación.

De modo semejante a como un prisma descompone la luz solar en los colores del espectro, la columna de adsorbente ("prisma químico") desintegraba la mezcla de substancias compleja en sus componentes.

El nuevo método de análisis descubierto en 1903 por Mijaíl Tsvet fue bautizado por el mismo autor que lo llamó cromatografía (del griego "khroma", color, y "graphe", escribir).

En la actualidad se puede decir que el método cromatográfico es el arma casi más importante de todos los laboratorios analíticos del mundo.

Pero el destino de muchos descubrimientos científicos es inconcebible. Unos caen en el ovlido y, además, por muchos años, para después fulminar en el horizonte científico cual estrellas de primera magnitud. Así sucedió con la cromatografía. La recordaron verdaderamente tan sólo en los años cuarenta. Pero una vez recordada, nadie lo lamentó.

Cómo fue descubierto el prometio

Hablando con propiedad, este elemento, con el número atómico 61, fue descubierto varias veces. Y siempre se le daba otro nombre: ilinio, florencio, ciclonio. Pero en cada oportunidad el descubrimiento era erróneo, y el nombre de turno del muerto al nacer iba a parar a los anales de la historia.

Después los científicos demostraron que el

elemento número 61 sencillamente no existe en la Tierra. Y no por un capricho extraño de la naturaleza que privó el sistema periódico de uno de sus representantes. La causa era otra. Todos los isótopos del elemento número 61 son radiactivos, muy inestables y se habían desintegrado en tiempos muy remotos, transformándose en isótopos de los elementos vecinos.

En fin de cuentas, en 1945, este elemento fue obtenido artificialmente, por así decirlo, en el proceso de trabajo del reactor nuclear. Cuando los núcleos de uranio —"combustible" para el reactor— se fisionan, se forma gran cantidad de fragmentos, núcleos de elementos más ligeros. Entre éstas figura también el prometio (por fin, llamaremos a este elemento no atrapable por su verdadero nombre).

Los físicos teóricos después de largas cavilaciones podrían poner su firma bajo esta información, pero los químicos necesitaban "palpar" el prometio con sus propias manos, ver por lo menos un corpúsculo del nuevo metal o, en todo caso, de su compuesto.

No obstante, es difícil creer que se lograría separar de la mezcla de los fragmentos de fisión del uranio no más de unas décimas o hasta centésimas partes de gramo del elemento número 61.

¿Acaso es un obstáculo? Para aquel entonces los químicos ya sabían manejar cantidades mucho más pequeñas de substancias. Y con bastante éxito.

La complejidad consiste en otra cosa. El prometio pertenece a los elementos de tierras raras. Ya hemos hablado del gran parecido que existe entre los miembros de esta familia. En la mezcolanza de los fragmentos nucleares abundan, en cantidad bastante considerable, los vecinos

más próximos del prometio, el neodimio y el samario.

La primera tarea es separar el prometio de estos vecinos. Pero, ¡qué difícil es esto! Los químicos que consagraban su vida a la investigación de las tierras raras realizaron una hazaña científica. Es una tortura —y no se puede emplear otra palabra— el separar catorce mellizos, de modo que cada uno se presente individualmente.

(El químico francés Urbain decidió una vez preparar tulio puro. Consiguió su objetivo. Pero esto le costó cinco años de vida y tuvo que realizar más de 15 mil operaciones químicas extremadamente monótonas y agotadoras.)

Separar el prometio puro es un poco más fácil, pero no mucho. Además, téngase en cuenta que éste es radiactivo y se desintegra rápidamente. ¿No puede suceder que no quede nada del prometio para el final del proceso de separación?

Entonces, se necesitan métodos más rápidos. Para que no se inviertan años, meses, ni siquiera semanas en la separación de los lantánidos, sino horas. Pero la química no poseía tales métodos.

En estas circunstancias se acordaron de la cromatografía.

...El tubo separador de Tsvet (ahora tiene un nombre más imponente, el de columna cromatográfica) se llena de adsorbente ((no de tiza, como antes, sino de resinas especiales de intercambio iónico). A través de la resina se deja pasar una solución de sales de elementos de tierras raras. Aunque los lantánidos son muy parecidos, no son idénticos. Cada uno forma con la resina un complejo.

Estos complejos son de estabilidad diferente. Esta diferencia esta sujeta a un orden. El primero

de la familia, el lantano, se combina con la resina con mayor intensidad. La combinación del último, el lutecio es, en cambio, la más débil.

Luego la resina se lava con una solución especial. Las gotas de la solución envuelven los granos de la resina y parece que arrastran los iones de los elementos de tierras raras, observando, a su vez, una sucesión estricta.

De la columna se vierten gotas de soluciones puras de sales de tierras raras: en primer lugar las sales de lutecio y, al final, las de lantano.

Precisamente por esta vía los científicos norteamericanos J. Marinsky, L. Glendenin y C. Coryell separaron el prometio del neodimio y samario, empleando en todo este proceso tan sólo varias horas.

El aroma de las fresas

Un claro en un pinar. Un cálido día de julio. Y fresas, fresas bajo los pies, maduras, rugosas, de rojo vivo. De sabor exquisito, y que parecen derretirse en la boca.

¿Pero qué olor tienen las fresas? Confiese que nunca ni pensó en ello. Unicamente, con delicia aspiraba la fragancia del pinar y el aroma del claro del bosque acariciardo por el Sol.

Sin embargo, resulta que el olor es algo muy complejo. Existe toda una ciencia de olores. Hasta ahora los científicos no han llegado a un punto de vista único: ¿por qué unas substancias poseen olor muy fuerte y otras son inodoras? ¿Por qué unos olores son agradables y otros repugnantes?

No hay duda de que el olor de una substancia está ligado a la estructura de sus moléculas. ¿Mas, de qué modo? Precisamente esto es lo que no se

conoce aún hasta el fin. Por ahora no existe una teoría física estricta del olor.

Para los químicos la vida es un poco más fácil. Está en su poder la identificación de diferentes moléculas "responsables" por tal o cual olor. Los químicos, por ejemplo, podrán decirle a qué huelen las fresas.

El aroma de las fresas es una mezcla complicadísima de noventa y seis olores de los más variados. Cualquier perfumista, incluso el más experto, podría envidiar la naturaleza creadora de excelentes perfumes "de fresa".

¿De qué manera se logró descifrar la composición de los perfumes "de fresa"?

Empleando el método de la cromatografía gaseoso-líquida.

En este método sirve de adsorbente el dióxido de silicio SiO_2 especialmente preparado y humedecido con un líquido no volátil. El medio móvil es un gas noble (por ejemplo, argón). No hay nada más.

También se puede humedecer un tubo de vidrio con un líquido no volátil, sólo que el tubo debe ser muy largo. Por ejemplo, para "desentrañar" el olor de fresas frescas los investigadores aprovecharon un tubo de... 120 metros de largo.

Claro está que necesitaron poner ese tubo en espiral y colocar el termostato en un aparato especial.

El termostato aseguraba el aumento lento y uniforme de la temperatura. Los diferentes componentes del olor de fresas son volátiles en distinto grado: unos lo son más, otros menos. Por esta razón se dispusieron en una sucesión determinada a todo lo largo del tubo. Y para su expulsión, se dejó pasar por el tubo un chorro de argón. En la



salida, aparatos complicados registraban el paso de distintas substancias. Resultó que el olor de las fresas contenía noventa y seis...

Las posibilidades de la cromatografía gaseosa son extraordinarias. Permite revelar concentraciones de substancias del orden de 10^{-12} de gramo.

Los químicos estudiaron, empleando este método, muchas substancias naturales muy complejas. ¿Cuántos componentes distintos, a su parecer, contiene el petróleo? Ni más ni menos que cerca de doscientos treinta. Y no sólo se logró contarlos, sino también determinar qué representa cada uno de ellos.

La muerte de Napoleón, leyenda y realidad

Según la versión oficial Napoleón Bonaparte I murió el 5 de mayo de 1821 en la isla de Santa Elena. La causa de la muerte fue cáncer del estómago, enfermedad que en menos de medio año

llevó a la tumba al que fuera soberano de la mitad del mundo. El acta médica fue firmada por el doctor Antommarchi.

Aunque esta versión fue confirmada, eran pocos los que creían en ella y no sin fundamento.

Muchos allegados del gran emperador hasta el final de sus días insistieron en que la muerte de Napoleón no era natural, sino que éste fue envenenado.

Además, el mismo Bonaparte una semana antes de su muerte, al dictar el texto de su testamento, dijo: "A mí me mató la oligarquía inglesa y su asesino asalariado".

¿Pero con qué ponzoña podían envenenar a Napoleón? En el siglo pasado ya se conocían más que suficientes venenos. Pero el asesino desconocido no podía aprovechar uno cualquiera para perder al emperador.

Era necesario un veneno insípido, para que la víctima no sospechase nada. No muy fuerte, para que matase paulatinamente, acumulándose lentamente en el organismo. Por ejemplo, el arsénico.

De este modo surgió otra versión: Bonaparte fue envenenado con arsénico.

Pero, ¿cómo demostrarlo? Las suposiciones no son nada más que suposiciones y aquí lo que se necesita son confirmaciones seguras. No quedaron testigos, y sería un sacrilegio exhumar de la sepultura los restos mortales del emperador para investigarlos.

Sin embargo, transcurridos 140 años desde el triste acontecimiento, en la ciudad escocesa de Glasgow comenzó una investigación insólita sobre la muerte violenta de Napoleón. La investigación fue realizada por dos médicos: Smith y Forshufwood.



Empezaron la investigación dirigiéndose a varios museos del mundo con una petición extraña: de si los museos tenían entre sus colecciones... cabellos del gran francés. Tuvieron que esperar un tiempo bastante largo antes de que la suerte les sonriera. Les mandaron varios cabellos cortados de la cabeza de Napoleón unas horas después de su muerte.

Los médicos escoceses conocían que el arsénico, una vez en el interior del organismo humano, se acumula paulatinamente en los cabellos. Si se

le descubriera en los cabellos de Napoleón, resultaría. . .

Es fácil decir, si se le descubriera. No olvide que la cantidad de arsénico en los cabellos es menos que insignificante. Claro, se pueden aplicar métodos químicos de análisis, mas son poco sensibles y no excluyen errores posibles. Y en este caso hace falta saber con seguridad.

Entonces en la investigación tomó parte el físico sueco Wassen.

El investigador colocó los preciosos cabellos, guardados con seguridad en un cilindro de aluminio, en un reactor de uranio y los dejó en éste durante varias horas.

Cuando sacaron los cabellos y efectuaron las mediciones correspondientes se puso de relieve: sí, Napoleón pereció a causa del arsénico. Sus cabellos contenían trece veces más arsénico que de costumbre. Además, el arsénico fue suministrado al emperador paulatinamente, en dosis pequeñas.

¿De qué modo, entonces, lograron los científicos a revelar la verdadera causa de la muerte de Bonaparte y descubrir el arsénico sin aplicar ningunos, absolutamente ningunos, métodos químicos?

Análisis por radiactivación

El arsénico natural es un elemento muy estable. En todo caso, nadie de los científicos nunca observaba en él indicios de radiactividad, aunque sea en un grado infinitamente pequeño.

Además, el arsénico tiene otra peculiaridad. Como se dice, es un elemento solitario. La mayoría de otros elementos es una mezcla de dos, tres y, a veces, más isótopos. Por ejemplo, el estaño

tiene diez variedades de átomos y todas se encuentran en la naturaleza.

El arsénico es solitario. Se núcleo contiene 33 protones y 42 neutrones, y esta combinación es muy estable.

Pero si en este núcleo, por cualquier procedimiento, se introduce un neutrón más, la estabilidad anterior desaparece por completo, sin dejar huella. Se forma otro isótopo de arsénico, isótopo radiactivo que para detectarlo no se necesitan métodos químicos. Basta aprovechar instrumentos especiales que registran emisiones radiactivas. Cuanto mayor es la cantidad de arsénico radiactivo, tanto más intensa es esta emisión.

En ello se basa el principio del sencillo, pero verdaderamente gran método del análisis por radiactivación. Este análisis da la posibilidad de detectar cantidades infinitamente pequeñas de substancias: fracciones de gramo designadas con los números que representan el décimo o duodécimo signo decimal. Para lograr este objetivo es suficiente irradiar el objeto a analizar con un torrente de neutrones y luego medir la intensidad de la radiación emitida por los isótopos radiactivos formados.

Aplicando este método los historiadores averiguaron las circunstancias de la muerte de Napoleón Bonaparte. ¡No es éste un ejemplo excelente de la ayuda que prestan las ciencias exactas!

Para los analíticos contemporáneos el análisis por radiactivación es un ojo que lo penetra todo. Ve con facilidad aquello que está oculto a casi todos los demás métodos analíticos.

Todos saben que el germanio puro es un magnífico semiconductor. Mas figúrese que, por casualidad, en él está presente una impureza de átomos

de otro elemento, por ejemplo, de antimonio. No se puede decir que la impureza es muy grande: a un billón de átomos de germanio corresponde... un átomo de antimonio. Pero esta cantidad ínfima reduce a nada las propiedades semiconductoras del germanio.

Por esta razón el germanio debe ser escrupulosamente ensayado a la pureza.

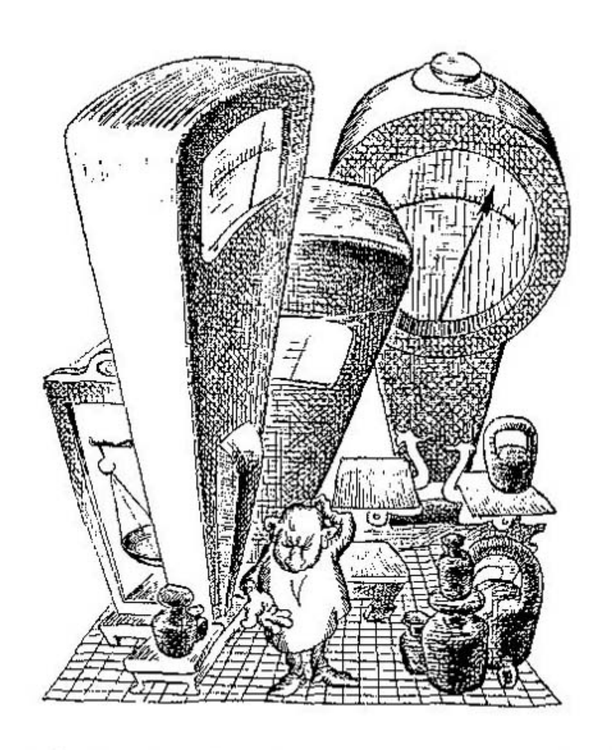
El único método que permite hacerlo es el análisis por radiactivación.

Bueno, los neutrones se precipitan contra la placa de germanio. Los químicos conocen que éste contiene cierta cantidad de antimonio. Puede ser que esta cantidad es tan pequeña, que no vale la pena prestarle atención. Pero es posible que sea demasiado grande y el germanio "puro" resulte defectuoso.

El comportamiento de los núcleos de los átomos de germanio y de antimonio respecto a los neutrones es diferente. Los primeros, impasibles, los dejan pasar de lado, en cambio, los segundos los absorben con avidez. Por eso sólo se forman isótopos radiactivos de antimonio. Ahora entran en el juego los contadores de emisiones radiactivas. Estos indican con seguridad si es grande o pequeña la cantidad de antimonio en el germanio.

¡Cómo pesar lo imponderable!

¿Es mucho 500 microgramos? Vamos a contar. Un microgramo es una milésima de miligramo o una millonésima de gramo. De aquí se desprende que 500 microgramos son cinco diezmilésimas de gramo o medio miligramo. Si tenemos 500 microgramos de agua esto constituye medio milímetro



cúbico o, aproximadamente, la tercera parte de la cabeza de un alfiler. ¿Y si nuestra substancia es diez veces más pesada? Resulta que su volumen será diez veces menor. Es difícil incluso percibir aquella cantidad. ¿Acaso se puede hacer algo con ella? Lo único que queda es mirarla bajo el microscopio.

En 1942 en las manos de los científicos norteamericanos se encontraron 500 microgramos de plutonio, y no más. Pero a base de esa cantidad verdaderamente imponderable supieron estudiar

las propiedades principales del elemento, y, además, con tanta plenitud que dentro de un año se logró levantar el proyecto de una planta para la producción de plutonio.

Pero en el curso de las más diversas operaciones químicas los químicos tuvieron que recurrir reiteradas veces a la pesada...

¿Acaso hay algo complicado en una balanza? Una balanza es una balanza. Hasta la microbalanza analítica que permite pesar con la exactitud de una centésima de miligramo es bastante sencilla por su construcción. Pero este grado de sensibilidad hace mucho que no satisfacía a los científicos. A principios de nuestro siglo fue creada una balanza que daba la posibilidad de pesar con una exactitud de hasta una diezmilésima de miligramo. A propósito, precisamente con la ayuda de esta balanza el químico inglés William Ramsay pesó cerca de 0,16 cm^3 de radón y confirmó la hipótesis de Rutherford sobre el mecanismo de la desintegración radiactiva del radio.

Pero ni siquiera esta balanza era un límite. Dentro de algún tiempo el químico sueco Hans Patterson construyó una balanza que permitía pesar con la exactitud de hasta seis diezmilésimas de microgramo, es decir, $6 \cdot 10^{-10}$ gramo. Es en extremo difícil imaginar tal exactitud.

La pesada superexacta, la pesada de lo imponderable, es uno de los logros de una nueva ciencia, la utramicroquímica. Hay también otros logros de no menos importancia.

Se han elaborado métodos que permiten efectuar diferentes operaciones químicas con volúmenes de substancias extraordinariamente pequeños: hasta una diezmilésima de mililitro (centímetro cúbico), con la particularidad de que en una se-

rie de casos la exactitud alcanza la magnitud aproximada de una diezmilésima de microlitro ($1 \cdot 10^{-10}$ litro).

Los métodos ultramicroquímicos encuentran aplicación vasta no sólo en las investigaciones biológicas y bioquímicas, sino también, y especialmente, en el estudio de los elementos transuránicos artificiales.

La química de los átomos solitarios

Hubo una época en que los químicos se lamentaban amargamente de que era difícil estudiar las propiedades de un nuevo elemento si disponían sólo de miligramos de substancia.

Luego, el "criterio de pequeñez" fue revisado reiteradas veces. En 1937, los científicos italianos Perrier y Segre estudiaron bastante bien las propiedades del elemento número 43, el tecnecio, que acabó de obtenerse artificialmente. En las manos de los investigadores se hallaba nada más que... una diezmillonésima parte de gramo del nuevo representante de la tabla de Mendeléiev.

El experimento resultó ser muy aleccionador. Al trabajar con los transuránidos los químicos tuvieron que olvidar terminantemente que existían tales unidades de peso como gramos, miligramos y microgramos. "Cantidades imponderables e invisibles", éstos eran los términos que figuraban en las páginas de los artículos científicos dedicados a los elementos transuránicos. Cuanto más lejos se promovían los investigadores en este dominio del sistema periódico, tanto mayores eran las dificultades con que tropezaban.

Al fin y al cabo llegó el turno del elemento

número 101, llamado mendelevio en honor del gran químico ruso.

Por cuanto el nuevo transuránido recibió su nombre, esto significaba que los científicos estaban firmemente convencidos de que lograron obtenerlo de hecho.

Fue relativamente fácil vaticinar las condiciones en las que se podía contar con éxito para la síntesis del elemento número 101. Tampoco costó mucho trabajo escribir la ecuación de la correspondiente reacción nuclear. Se logró prever qué isótopo del nuevo transuránido debía formarse.

Esto fue teóricamente. Lo que se produjo prácticamente exigía ser confirmado. Eran necesarias las pruebas de que como resultado del proceso nuclear se formaron precisamente isótopos del elemento número 101 y no de otro cualquiera.

Luego empezaron cosas fantásticas. "En el curso de un experimento de síntesis del elemento número 101 no se puede contar con obtener más de un átomo de este elemento" — afirmaron los cálculos fisicomatemáticos estrictos. Así también resultó ser en la realidad. Un solo átomo, un átomo único y desconocido anunciaba su nacimiento. ¿Pero de veras este átomo pertenecía al elemento número 101?

Los instrumentos radiométricos sensibles permitieron determinar el período de semidesintegración del átomo, pero no su naturaleza química.

En general, ¿acaso se puede estudiar por lo menos las propiedades químicas principales de un solo átomo?

En este caso ayudó la cromatografía.

Siga ahora el curso de nuestros razonamientos: el elemento número 101 debe pertenecer a la familia de los actínidos, y los actínidos pesados en

muchas de sus particularidades son semejantes a los elementos de otra familia análoga, la de los lantánidos. La separación de los lantánidos se verificó con éxito empleando la cromatografía de intercambio iónico: en esa clasificación los lantánidos individuales se separaron de la mezcla observando una sucesión estrictamente determinada. Al principio, los pesados, luego, los ligeros.

En la serie de actínidos el elemento número 101 debe ir después del einsteinio (N° 99) y, el fermio (N° 100). Si quisieramos separar el einsteinio, el fermio y el elemento número 101 empleando el método cromatográfico, en las primeras gotas del líquido que sale de la columna cromatográfica debería presentarse el mendelevio.

Diez y siete veces, una tras otra, repitieron los químicos los experimentos para la síntesis de mendelevio. Diez y siete veces aplicaron la cromatografía de intercambio iónico para revelar la esencia química del nuevo átomo creado por voluntad del hombre. Y cada vez el átomo de mendelevio aparecía precisamente en aquella gota de la solución, en la cual debía aparecer según los datos teóricos.

Esto significa que el número atómico del mendelevio es 101 y que por sus propiedades es un actínido típico.

Se puede decir que con el mendelevio los científicos tenían suerte, porque su período de semidesintegración es relativamente grande, cerca de noventa minutos. Este intervalo es suficiente para realizar una cantidad considerable de reacciones químicas y para conocer las propiedades del nuevo elemento. A propósito, uno de estos experimentos culminó con una sorpresa: resultó que el mendelevio en estado bivalente acusa una gran estabi-

lidad. Al mismo tiempo se puso de manifiesto que la misma peculiaridad es inherente al einsteinio, fermio y al elemento N° 102. Por consiguiente, los actínidos pesados en algunos rasgos también se diferencian considerablemente de los lantánidos. En una palabra, es una sorpresa que da mucho que pensar.

Empero, el período de vida del elemento N° 102, sin hablar ya de laurencio y kurchatovio, se mide con segundos y fracciones de segundo. En este caso ni la cromatografía de intercambio iónico puede ayudar. El elemento se desintegra antes de que puede salir de la columna distribuidora.

En consecuencia se necesitan métodos más rápidos, se puede decir fugaces, de investigación. Los científicos llaman a estos métodos métodos expreso. Estos se basan en las leyes de la química gaseosa. Por esta vía en Dubna se estudiaron las propiedades del elemento N° 102 y se determinó la naturaleza química del kurchatovio que, al parecer, es análogo del hafnio.

¡Existe un límite!

Todo en el mundo tiene su fin, excepto el Universo, que no tuvo comienzo y no tendrá fin. De este modo, hablando en general, existe, sin duda alguna, el límite para el análisis. Si aprendemos a determinar la naturaleza química de los átomos solitarios de un elemento o de las moléculas de una substancia química, podríamos poner aquí un punto.

Pero en este caso hablaremos de cosas algo distintas. Aún a principios de los años cuarenta de nuestro siglo, o sea, hace unos 30 años los quí-

micos sabían analizar la mayoría de las impurezas si su contenido en la substancia principal constituía 0,01-0,001%, y casi todos estaban satisfechos con ello. Mas en nuestros días la ciencia y la técnica avanzan a paso de gigante y para el comienzo de los años sesenta ya surgió la necesidad de poder determinar unas billonésimas (10^{-12}) de tanto por ciento de la impureza. Sin embargo, en aquel período, en cuanto a la posibilidad de determinar elementos aislados sólo estuvimos acercándonos a estas cifras, mientras que ahora estamos en condiciones de detectar algunos elementos y sus compuestos en estas cantidades. En primer lugar aquí prestan ayuda los métodos del análisis por radiactivación, la cromatografía gaseosa y la espectrometría de masas que permiten a los científicos determinar esas "menudencias".

Las exigencias para el análisis de las impurezas crecerán sin cesar. El conocido científico soviético, académico I. P. Alimarin estima que las exigencias para la pureza de los materiales tienden a un límite en que será necesario determinar átomos individuales de las impurezas, es decir cantidades de substancia del orden de 10^{-23} g. Esta tarea que está muy lejos de ser fácil va a resolverse por los esfuerzos mancomunados de los físicos y los químicos. En la actualidad está resuelta para los átomos radiactivos. Ahora ya sabemos identificar ejemplares únicos de átomos radiactivos de algunos elementos químicos. No obstante, la sensibilidad de determinación de átomos estables y sus compuestos está aún lejos de ser límite. Este es el campo donde los métodos de análisis están esperando a los "descubridores" de esa "tierra desconocida".

El número que deja pasmada la imaginación

En sus cálculos los científicos operan frecuentemente con las llamadas constantes, magnitudes numéricas que caracterizan tal o cual calidad o propiedad. Ofrecemos una de éstas a su atención.

Se denomina número de Avogadro, en honor del famoso científico italiano quien la introdujo. El número de Avogadro designa una cantidad plenamente definida de átomos. La cantidad contenida en un átomo-gramo de elemento dado.

Recuérdese que se llama átomo-gramo la cantidad de elemento numéricamente igual a su peso atómico en gramos. Por ejemplo, el átomo-gramo de carbono es igual (en cifras redondas) a 14; de hierro, 56; de uranio, 238.

Y en todos casos habrá precisamente tantos átomos, al cual es igual el número de Avogadro.

Si lo escribimos en una hoja de papel, se representará aproximadamente por una unidad seguida por veinte y tres ceros; más exactamente se representa así: $6{,}025 \cdot 10^{23}$.

Tal es la cantidad de átomos contenidos en catorce gramos de carbono, cincuenta y seis gramos de hierro y doscientos treinta y ocho gramos de uranio.

El número de Avogadro es terriblemente grande, grande hasta tal punto que es difícil figurárselo. Sin embargo, intentaremos hacerlo.

En el globo terráqueo viven cerca de tres mil milliones de personas. Supongamos que toda la población de la Tierra se pone por objeto contar el número de átomos en el átomo-gramo de cierto elemento. Esto es, que cada persona trabaje ocho horas diarias y pronuncie cada segundo una cifra.

¿Cuánto tiempo necesitarán los habitantes de la Tierra para contar cada uno de los $6{,}025 \cdot 10^{23}$ átomos?

Es un cálculo muy fácil que Ud. mismo puede realizar, pero que da resultados sorprendentes: cerca de 20 millones de años. Como se dice, hay más que motivos para quedarse pasmado.

La inmensidad del número de Avogadro nos permite persuadirnos de que la idea sobre la presencia universal de los elementos químicos descansa sobre una base sólida. Podemos descubrir la presencia de por lo menos varios átomos en todas las partes.

El número de Avogadro es tan inmenso que se hace evidente la imposibilidad de obtener una substancia absolutamente pura, sin cualesquiera impurezas. No se puede ni pensar en atrapar un solo átomo de impureza entre los 10^{23}, sin que se introduzca otra cualquiera.

En efecto, el gramo, digamos, de hierro contiene cerca de 10^{22} átomos. Si la impureza consistente, por ejemplo, en átomos de cobre constituye solamente 1% (10 miligramos), esto dará ni más ni menos que 10^{20} átomos. Si el contenido de la impureza se rebaja hasta una diezmilésima de porciento, en todo caso a los 10^{23} átomos de substancia principal corresponderán 10^{16} átomos de impureza. Supongamos que la impureza incluye todos los elementos del sistema periódico. Entonces cada elemento de la impureza será representado, en promedio, por 10^{14}, o sea, por cien billones de átomos.

LA QUIMICA SE EXTIENDE AMPLIAMENTE...

El diamante una vez más

El diamante crudo, no labrado es el campeón entre todos los minerales, materiales, etc., etc., por su dureza. La técnica moderna, en caso de no disponer de diamantes, pasaría un mal rato.

El diamante labrado y tallado se transforma en brillante y no tiene igual entre las piedras preciosas. Los joyeros aprecian sobre todo los diamantes azules. En la naturaleza son muy raros y por eso se paga por ellos sumas fantásticas.

Pero dejemos en paz estos adornos de brillantes. Que haya más diamantes ordinarios, para que no sea necesario temblar por cada cristal diminuto.

Lamentablemente, en la Tierra existen muy pocos yacimientos de diamantes, y menos aún ricos.

En el Sur de Africa se encuentran unas minas muy ricas. Estas dan hasta ahora (sin contar con la Unión Soviética) cerca del 90% de la producción mundial de diamantes. En la Unión Soviética hace unos quince años fueron descubiertas riquísimas tierras diamantíferas en Yakutia, en las que se realiza ahora la extracción de diamantes a escala industrial.

Para la formación de diamantes naturales se necesitaban condiciones extraordinarias. Temperaturas y presiones gigantescas. Los diamantes se engendraron en los estratos más profundos de la Tierra. En algunos lugares la masa fundida diamantífera se abría paso hacia la superficie para después enfriarse allí, pero esto sucedía muy raras veces.

¿Acaso es imposible pasar sin los servicios de la naturaleza? ¿Puede el propio hombre crear diamantes?

La historia de la ciencia registró varias decenas de intentos de obtener diamantes artificiales. (A propósito, entre los primeros "buscadores de suerte" figuró Henri Moissan, que separó el flúor libre.) No obstante, todos estos intentos, sin ninguna excepción, fracasaron. O por ser erróneo, en su misma esencia, el método empleado, o por no disponer los experimentadores de aparatos capaces de soportar la combinación de enormes temperaturas y presiones.

Sólo a mediados de los años cincuenta la técnica moderna encontró, por fin, llaves para resolver el problema de los diamantes artificiales. Como era de esperar, de materia prima inicial sirvió el grafito. Este fue sometido simultáneamente a la acción de una presión de 100 mil atmósferas y temperatura de 3000°C. Ahora los diamantes se preparan en muchos países del mundo.

Pero en este caso los químicos sólo pueden compartir una alegría común. Su papel no es muy grande, lo principal corre a cargo de los físicos.

Mas los químicos tuvieron éxito en otro campo. Ellos ayudaron a perfeccionar el diamante.

¿Cómo se puede perfeccionar el diamante? ¿Acaso puede existir algo más ideal que éste? Su estructura cristalina es la encarnación de lo perfecto en el reino de los cristales. Precisamente debido a la disposición geométrica ideal de los átomos de carbono en los cristales del diamante estos últimos son tan duros.

No se puede hacer que el diamante sea más duro de lo que es en la realidad. Pero se puede preparar una substancia que será más dura que el



diamante. Los químicos crearon la materia prima para esta substancia.

Existe un compuesto químico de boro con nitrógeno, nitruro de boro. Su aspecto exterior no tiene nada de particular, pero posee una peculiaridad que hace ponerse alerta: su estructura cristalina es análoga a la del grafito. "Grafito blanco", ésta es la denominación que hace mucho se asocia con el nitruro de boro. Aunque nadie trató de preparar a partir de éste barras de lápices...

Los químicos encontraron un procedimiento barato de síntesis del nitruro de boro y los físicos lo sometieron a pruebas más severas: cientos de miles de atmósferas de presión, miles de grados de temperatura. La lógica de sus acciones era sencilla al extremo. Por cuanto se logró transformar el grafito "negro" en diamante, ¿quizá se pueda obtener a partir del "blanco" una substancia análoga al diamante?

Por fin obtuvieron el llamado borazón, substancia que por su dureza supera al diamante. Deja rayas en las caras diamantinas lisas. Además, es capaz de soportar temperaturas más altas. El borazón no es tan fácil de quemar.

Por ahora el borazón es aún caro. Se necesitarán bastantes esfuerzos para bajar su precio en grado considerable. Pero lo principal ya está hecho. El hombre una vez más se muestra más capaz que la naturaleza.

Insertamos aquí otra noticia que hace relativamente poco llegó de Tokio. Los científicos japoneses lograron preparar una substancia que por su dureza supera en mucho al diamante. Estos sometieron el silicato de magnesio (compuesto que consta de magnesio, silicio y oxígeno) a una presión de 150 toneladas por centímetro cuadrado. Por razones comprensibles no quieren pormenorizar los detalles de la síntesis. El recién nacido "rey de la dureza" no tiene aún nombre. Pero esto no es tan importante. Lo más esencial es que, sin duda, en un futuro muy próximo el diamante que durante siglos encabezó la lista de las substancias más duras, se verá desplazado a otro lugar, lejos de ser el primero.

Moléculas interminables

Cada uno conoce la goma. Son pelotas y chanclos, puck de hockey y guantes de cirujano. En fin, neumáticos y bolsas de agua caliente, impermeables y mangueras.

En la actualidad, la goma y los artículos de ésta se producen en miles de fábricas. Varios decenios atrás, para la producción de goma en todo el mundo se aprovechaba el caucho natural. La

palabra caucho procede del indio "cahuchu" que significa "lágrimas de hevea". Hevea es un árbol. Al recoger y tratar de modo determinado su látex, los hombres obtuvieron el caucho.

Con caucho se pueden hacer muchos artículos útiles, pero su obtención es muy laboriosa y la hevea crece sólo en los trópicos. Fue imposible satisfacer las necesidades de la industria solamente con la materia prima natural.

En este caso también la química acudió en ayuda del hombre. La primera pregunta que plantearon los químicos era la de por qué el caucho es tan elástico. Durante mucho tiempo estudiaron las "lágrimas de hevea" y, por fin, encontraron la respuesta. Resultó que las moléculas del caucho tienen una estructura en sumo grado peculiar. Constan de un número grande de eslabones iguales que se repiten y forman cadenas gigantescas. Claro está que esa molécula "larga" integrada por casi quince mil eslabones es capaz de serpentear y posee elasticidad. El eslabón de esta cadena es el hidrocarburo isopreno C_5H_8, y su fórmula estructural se puede representar así:

```
    H       H   H
    |       |   |
H — C ═ C — O ═ C — H
        |
    H — C — H
        |
        H
```

Sería más correcto decir que el isopreno es una especie de monómero natural inicial. En el pro-



ceso de polimerización la molécula de isopreno varía algo, rompiéndose los enlaces dobles entre los átomos de carbono. A costa de estos enlaces liberados los eslabones aislados se unen en la molécula gigante de caucho.

El problema de la obtención artificial de caucho hace mucho que atraía la atención de los científicos e ingenieros.

Al parecer, no era un asunto muy complicado. Primero es necesario obtener isopreno. Luego, obligarlo a que se polimerice, o sea, ligar los eslabo-

nes de isopreno aislados en cadenas largas y flexibles de caucho artificial.

Pero una cosa es "parecer" y otra "resultar". Los químicos, aunque con dificultad, sintetizaron el isopreno, más en cuanto llegaron a su polimerización no se produjo caucho. Los eslabones se ligaban entre sí, pero caóticamente, sin observar ningún orden determinado, creándose productos artificiales que a pesar de tener cierto parecido con el caucho, en mucho se distinguían de éste.

Los químicos tenían que inventar métodos para obligar a los eslabones de isopreno a formar cadena en la dirección necesaria.

Fue en la Unión Soviética, donde por vez primera en el mundo se obtuvo caucho industrial sintético. El académico S. V. Lébedev eligió para su obtención otra substancia, el butadieno:

```
   H           H
   |           |
H—C=C—C=C—H
      |   |
      H   H
```

El butadieno se parece mucho por su composición y estructura al isopreno, pero su polimerización es más fácil de dirigir.

En la actualidad se conoce un número bastante grande de cauchos sintéticos (que, para diferenciarlos del natural, se llaman ahora con frecuencia elastómeros).

El propio caucho natural y sus artículos tienen inconvenientes esenciales. Por ejemplo, se hincha fuertemente en aceites y grasas, es poco resistente



a la acción de muchos oxidantes, en particular, del ozono, cuyos indicios siempre están presentes en el aire. Al fabricar artículos de caucho natural es necesario recurrir a la vulcanización, es decir, someterlo a la acción de altas temperaturas en presencia de azufre. Justamente así el caucho se convierte en goma o en ebonita. Durante el funcionamiento de los artículos fabricados con caucho natural (por ejemplo, neumáticos) se desprende una cantidad considerable de calor, lo que provoca su envejecimiento y desgaste rápido.

Esta es la razón del porqué los científicos tuvieron que preocuparse por crear nuevos cauchos sintéticos que poseyeran propiedades más perfectas. Por ejemplo, existe una familia de cauchos llamada "buna". Su nombre procede de las palabras "butadieno" y "natrium" (nombre latino de sodio; el sodio juega el papel de catalizador en la polimerización). Algunos elastómeros procedentes de esta familia tienen excelentes propiedades.

Una importancia extraordinaria cobró el llamado caucho butílico que se obtiene por la copolimerización de isobutileno e isopreno. En primer lugar resultó ser el más barato. En segundo, a diferencia de caucho natural, casi es insensible a la acción del ozono. Además, la impermeabilidad al aire del caucho butílico vulcanizado, que ahora se aplica ampliamente en la fabricación de cámaras, es diez veces mayor que la del caucho natural vulcanizado.

Muy peculiares son los llamados cauchos de poliuretano. Poseen una alta resistencia a la tracción y ruptura y casi no sufren envejecimiento. A partir de los cauchos de poliuretano se prepara el así llamado caucho "esponjoso", que sirve para el revestimiento de los asientos.

En el último decenio se han elaborado cauchos con propiedades que los científicos antes ni siquiera podían imaginar. En primer lugar son elastómeros a base de compuestos orgánicos de silicio y de fluoruros de carbono. Estos elastómeros se distinguen por su alta termorresistencia que supera dos veces la termorresistencia del caucho natural. Son estables respecto a la acción del ozono, y el caucho a base de los compuestos fluorocarbonados ni siquiera teme a los ácidos sulfúrico y nítrico fumantes.

Por si esto fuese poco, recientemente se han preparado los llamados cauchos que contienen carboxilo, copolímeros de butadieno y de ácidos orgánicos. Estos son extraordinariamente resistentes a la tracción.

Se puede decir que también en este campo la naturaleza cedió su primacía a los materiales creados por el hombre.

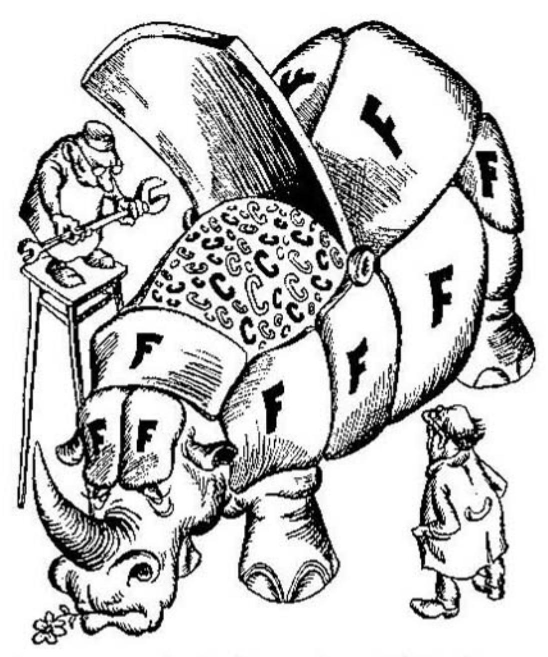
El corazón de diamante y la piel de rinoceronte

En la química orgánica hay una clase de compuestos que recibió el nombre de hidrocarburos. Y de verdad merecen ese nombre, ya que su molécula sólo se compone de átomos de hidrógeno y de carbono, sin ningún otro elemento. Los representantes típicos y más conocidos de los hidrocarburos son: el metano (constituye aproximadamente el 95% del gas natural) y el petróleo (hidrocarburo líquido) a partir del cual se obtienen diferentes clases de gasolina, aceites lubricantes y otros muchos productos valiosos.

Examinemos el más simple de los hidrocarburos, el metano CH_4. ¿Qué se obtiene si sustituimos los átomos de hidrógeno del metano por los de oxígeno? Anhídrido carbónico CO_2. ¿Y por los átomos de azufre? Un líquido muy volátil y tóxico, sulfuro de carbono CS_2. Y si sustituimos todos los átomos de hidrógeno por los de cloro? También se obtiene una substancia conocida, el tetracloruro de carbono. ¿Y si en vez de cloro se toma flúor?

Hubo pocos que hace unos treinta años podían dar una respuesta inteligible a esta pregunta. No obstante, en la actualidad, de los compuestos carbonados de flúor se ocupa una rama independiente de la química.

Por sus propiedades físicas los fluoruros de carbono son casi análogos de los hidrocarburos. Pero aquí la comunidad de sus propiedades acaba. Los fluoruros de carbono, a diferencia de los hidrocarburos, resultaron ser substancias casi por completo privadas de la capacidad de reacción. Además son muy estables en cuanto al calentamiento. No en vano se les llama a veces "substan-



cias con corazón de diamante y piel de rinoceronte".

La esencia química de su estabilidad en comparación con los hidrocarburos (así como con otras clases de substancias orgánicas) es relativamente sencilla. Los átomos de flúor son de mucho mayor tamaño que los de hidrógeno y por lo tanto "cierran" densamente, ante otros átomos reactivos, el acceso hacia los átomos de carbono a los que circundan.

Por otra parte, los átomos de flúor convertidos en iones ceden su electrón con gran dificultad y "no tienen ganas" de entrar en reacción con cualesquiera átomos. El flúor es el más activo de los

no metales y prácticamente no existe otro no metal que pueda oxidar su ion (es decir, quitarle su electrón). Además, el enlace carbono-carbono es de por sí estable (recuérdese el diamante).

Precisamente en virtud de sus propiedades inertes los fluoruros de carbono encontraron la más extensa aplicación. Por ejemplo, el plástico a base d los fluoruros de carbono, el llamado teflón, es estable al calentarlo hasta 300°C, no se corroe por los ácidos sulfúrico, nítrico, clorhídrico y otros. Este plástico no lo afecta el álcali hirviente ni se disuelve en ninguno de los disolventes orgánicos e inorgánicos hasta ahora conocidos.

No en balde al fluoroplasto lo denominan a veces "platino orgánico", porque es un excelente material para preparar vasijas de laboratorio químico, diversos aparatos de la industria química y tubos para los más variados propósitos. Ud. puede creernos: en el mundo muchos objetos se hubieran hecho de platino si no hubiera sido por su costo tan alto. En cuanto al fluoroplasto, este material es relativamente barato.

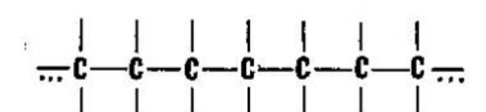
Entre todas las substancias conocidas en el mundo el fluoroplasto es la más resbaladiza. Una película de fluoroplasto echada sobre una mesa prácticamente se "escurre" al suelo. Los cojinetes de fluoroplasto se puede decir que no necesitan lubrificación. En fin, el fluoroplasto es un magnífico dieléctrico y, además, posee alta termoestabilidad. El aislamiento de este material resiste el calentamiento hasta 400° C (¡esto es superior a la temperatura de fusión del plomo!).

Tal es el fluoroplasto, uno de los materiales artificiales más admirables creado por el hombre.

Los fluoruros de carbono líquidos no son combustibles y su punto de congelación es muy bajo.

La unión de carbono y de silicio

Dos elementos en la naturaleza pueden pretender a un lugar excepcional. Primero, el carbono. Es la base de todo lo vivo, lo que se debe, ante todo, a la propiedad que tienen sus átomos de ligarse sólidamente uno con otro, formando combinaciones a modo de cadena:



Segundo, el silicio. Este es la base de todo la naturaleza inorgánica. Pero los átomos de silicio no pueden formar cadenas tan grandes como los átomos de carbono. Por eso, en la naturaleza se encuentra menos compuestos de silicio que de carbono, aunque la cantidad de los primeros es considerablemente mayor que la de los compuestos de cualesquiera otros elementos químicos.

Los científicos decidieron "corregir" este defecto del silicio. En efecto, el silicio, lo mismo que el carbono, es tetravalente. Aunque el enlace entre los átomos de carbono es mucho más estable que entre los de silicio, este último, en cambio, no es un elemento tan activo.

Y si se lograse obtener, con su participación, compuestos semejantes a los orgánicos, ¡qué propiedades maravillosas podrían acusar éstos!

Al principio los científicos no tuvieron éxito. A pesar de que se demostró que el silicio podía formar compuestos en los cuales sus átomos se

alternaban con los átomos de oxígeno:

$$\cdots-\mathrm{Si}-\mathrm{O}-\mathrm{Si}-\mathrm{O}-\mathrm{Si}-\mathrm{O}-\mathrm{Si}-\mathrm{O}-\cdots$$

estos compuestos resultaron poco estables.

El éxito llegó cuando se decidió combinar los átomos de silicio con los átomos de carbono. En efecto, los compuestos obtenidos, que recibieron el nombre de organosilícicos o siliconas, poseen una serie de propiedades únicas. Sobre su base fueron creadas diferentes resinas que permitían obtener masas plásticas capaces de resistir durante largo plazo la acción de altas temperaturas.

Los cauchos preparados a base de los polímeros organosilícicos tienen propiedades muy valiosas, por ejemplo, termoestabilidad. Algunas clases de goma de silicona son estables hasta la temperatura de 350° C. Figúrese una cubierta de neumático hecha de esta goma.

Los cauchos de silicona no se hinchan en absoluto en disolventes orgánicos. Con ellos se empezó a fabricar diferentes tuberías para trasfusión de combustible.

Algunos de los líquidos y resinas de silicona casi no varían su viscosidad en un intervalo amplio de temperaturas. Esto les abrió camino para ser utilizados como materiales lubricantes. Debido a su pequeña volatilidad y alta temperatura de ebullición los líquidos de silicona encontraron uso amplio en las bombas para obtener alto grado de vacío.

Los compuestos organosilícicos tienen propiedades hidrófobas y esta valiosa cualidad también se toma en consideración. Se empezó a aplicarlos

para preparar telas hidrófugas. Pero no se trata sólo de telas. Como se sabe: "gota a gota, se ablanda la piedra". En la construcción de muchas obras importantes se probó la protección de materiales constructivos mediante los distintos líquidos de silicona. Los experimentos dieron buenos resultados.

En los últimos tiempos, a base de siliconas fueron creados esmaltes termorresistentes estables. Las placas de cobre y de hierro revestidas con esos esmaltes soportaron durante varias horas el calentamiento de hasta 800° C.

Todo lo mencionado es tan sólo el comienzo de la unión original entre el carbono y el silicio. Pero esta alianza "bipartita" ya no satisface a los químicos. Se plantearon el problema de introducir en las moléculas de los compuestos organosilícicos otros elementos, como, por ejemplo, aluminio, titanio, boro. El problema fue resuelto felizmente. Así nació una clase completamente nueva de substancias: los polisiloxanos organometálicos. En las cadenas de estos polímeros pueden aparecer diferentes eslabones: silicio-oxígeno-aluminio, silicio-oxígeno-titanio, silicio-oxígeno-boro, etc. Estas substancias se funden a temperaturas de 500-600°C y en este sentido pueden competir con muchos metales y aleaciones.

Cierta vez en la literatura apareció la información de que, al parecer, los científicos japoneses habían logrado crear un material polímero que puede soportar la temperatura de 2000° C. Es posible que sea un error, pero un error que no dista mucho de ser verdad. Ya que el término "polímeros termorresistentes" debe aparecer pronto en la larga lista de los nuevos materiales de la técnica moderna.

Cribas maravillosas

La estructura de estas cribas es bastante peculiar. Son moléculas orgánicas enormes que poseen una serie de propiedades interesantes.

En primer lugar, al igual que muchos plásticos, son insolubles en agua y en disolventes orgánicos. En segundo lugar, forman parte de ellas los llamados grupos ionógenos, o sea, grupos que en un disolvente (en particular, en agua) pueden dar tales o cuales iones. De este modo, estos compuestos pertenecen a la clase de los electrólitos.

El ion de hidrógeno puede sustituirse en estos compuestos por algún metal. Así tiene lugar el intercambio de iones.

Estos compuestos peculiares recibieron el nombre de permutadores de iones. Entre ellos, los que son capaces de reaccionar con los cationes (iones positivos) se llaman cationitas, o cambiadores de catión, y los que reaccionan con los iones negativos llevan el nombre de anionitas (o cambiadores de anión). Los primeros permutadores de iones orgánicos fueron sintetizados a mediados de los años 30 de nuestro siglo e inmediatamente conquistaron el más amplio reconocimiento. En ello no hay nada de asombroso, pues mediante los permutadores de iones se puede convertir el agua dura en blanda y el agua salada en dulce.

Imagínese dos columnas, una rellena de cationita y otra de anionita. Supongamos que nos hemos planteado el objeto de purificar agua que contiene la sal común. Al principio el agua se deja pasar por el cambiador de catión. En éste todos los iones de sodio "se permutan" por los de hidrógeno, y en el agua, en vez del cloruro de sodio se presentará el ácido clorhídrico. Luego, el agua se



deja pasar por el cambiador de anión. Si éste se presenta en forma hidroxilada (es decir, que sirven de aniones capaces de permutarse los iones de hidroxilo) todos los iones de cloro en la solución serán sustituidos por los iones de hidroxilo. Y estos últimos junto con los iones de hidrógeno libres forman inmediatamente moléculas de agua. De este modo, el agua que al principio contenía cloruro sódico, al pasar por las columnas de intercambio iónico, llegó a ser plenamente desalada.

Por sus propiedades puede desafiar hasta la mejor agua destilada.

Sin embargo, no sólo el desalado del agua y su conversión en potable dio a los intercambiadores iónicos fama general. Resultó que éstos, de distinto grado y con distinta fuerza, retienen los iones. Por ejemplo, los iones de litio se retienen con más fuerza que los de hidrógeno; los iones de potasio, más fuertemente que los de sodio; los de rubidio, más que los de potasio, etc. El empleo de intercambiadores iónicos proporcionó la posibilidad de efectuar fácilmente la separación de distintos metales. Los agentes intercambiadores de iones, en la actualidad, desempeñan un papel grande en diferentes ramas de la industria. Por ejemplo, durante mucho tiempo en las fábricas fotográficas no hubo procedimiento conveniente para captar la plata preciosa. Precisamente los filtros de ionitas resolvieron este problema.

Bueno, ¿podrá el hombre alguna vez aprovechar los intercambiadores de iones para extraer del agua de mar metales valiosos? Se debe responder a esta pregunta afirmativamente. A pesar de que el agua de mar contiene una cantidad enorme de sales diferentes, por lo visto, la obtención de metales nobles a partir de ella es asunto de un futuro no muy lejano.

Ahora la dificultad consiste en que al dejar pasar el agua de mar a través del cambiador de catión, las sales que ésta contiene, de hecho, impiden que las pequeñas cantidades de metales nobles se sedimenten en el primero. Pero en los últimos tiempos se han sintetizado las llamadas resinas de intercambio electrónico. Estas no sólo intercambian sus iones por los iones del metal de la solución, sino que son capaces, además, de reducir este

metal cediéndole electrones. Los experimentos recientes con estas resinas demostraron que si a través de ellas se deja pasar una solución conteniendo plata, pronto en la resina se depositarán no iones de plata, sino plata metálica, con la particularidad de que la propia resina conserva durante un largo período sus propiedades.

De este modo, si por el permutador de electrones se deja pasar una mezcla de sales, los iones que se reducen con mayor facilidad pueden convertirse en átomos de metal puro.

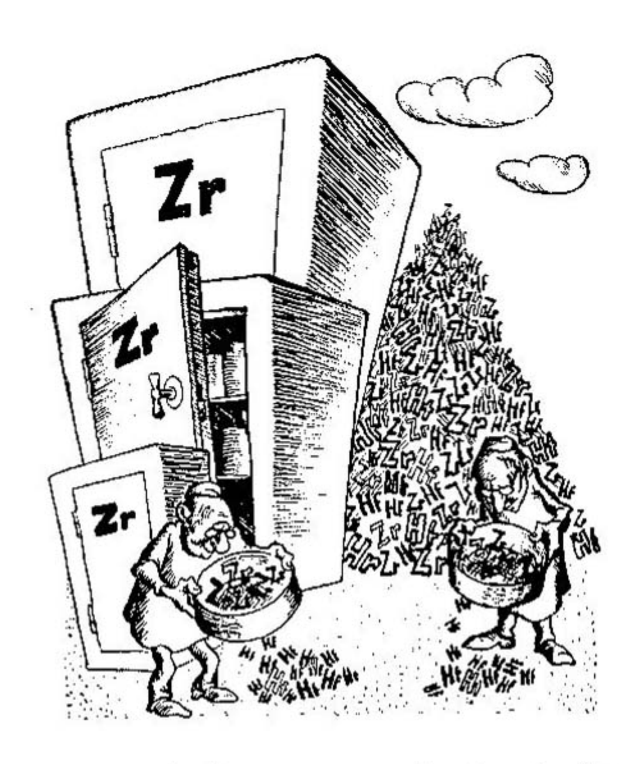
Pinza química

Según afirma una vieja anécdota, lo más fácil en el mundo es coger leones en el desierto. Ya que el desierto consta de arena y de leones, sólo hace falta coger una criba y pasar por ella el desierto. La arena se infiltrará por los orificios y los leones quedarán en la criba.

¿Y qué es necesario hacer si un elemento químico valioso está mezclado con una enorme cantidad de otros que no representan para nosotros ningún interés? ¿O si hace falta purificar cierta substancia de una impureza nociva que se presenta en cantidades muy pequeñas?

Esto sucede a menudo. Por ejemplo, la impureza de hafnio en el circonio que se utiliza en la construcción de los reactores nucleares no debe superar varias diezmilésimas de por ciento, mientras que el circonio corriente contiene cerca de dos décimas de por ciento de hafnio.

Estos elementos son muy parecidos por sus propiedades químicas y los métodos ordinarios, como se dice, aquí, no sirven. Ni siquiera la maravillosa criba química. Mientras tanto se necesita circonio



con un grado de pureza excepcionalmente alto. . .

Durante siglos los químicos siguieron una receta muy sencilla: "lo semejante se disuelve en lo semejante". Las substancias inorgánicas se disuelven bien en disolventes inorgánicos, las orgánicas, en los orgánicos. Muchas sales de los ácidos minerales se disuelven bien en agua, en el ácido fluorhídrico anhidro, el ácido cianhídrico líquido. Muchas substancias orgánicas se disuelven bastante bien en disolventes orgánicos: benceno, acetona, cloroformo, sulfuro de carbono, etc., etc.

¿ Y cómo se comportará una substancia que es algo intermedio entre compuesto orgánico e inorgánico? En general, los químicos conocían hasta cierto punto compuestos de este género. Por ejemplo, la clorofila (materia colorante de la hoja verde) es un compuesto orgánico que contiene átomos de magnesio. La clorofila es bien soluble en muchos disolventes orgánicos. Existe una enorme cantidad de compuestos organometálicos artificiales, sintetizados por el hombre, que la naturaleza no conoce. Muchos de ellos son capaces de disolverse en disolventes orgánicos, con la particularidad de que esta propiedad depende de la naturaleza del metal.

Los químicos decidieron aprovechar esta particularidad.

En el curso del trabajo de los reactores nucleares, de vez en cuando surge la necesidad de sustituir los bloques de uranio trabajados, aunque la cantidad de impurezas en ellos (fragmentos de fisión de uranio) por lo común no supera una milésima parte de por ciento. Al principio los bloques se disuelven en ácido nítrico. Todo el uranio y otros metales formados como resultado de las transformaciones nucleares pasan a sales nítricas. Además, algunas impurezas, como xenón y yodo, se eliminan automáticamente en forma de gas o vapor. Otras, por ejemplo, estaño, quedan en el precipitado.

Pero la solución obtenida, además de uranio, contiene impurezas de muchos metales, en particular, plutonio, neptunio, tierras raras, tecnecio y algunos otros. En este caso se recurre a la ayuda de las substancias orgánicas. La solución de uranio y de otras substancias en ácido nítrico se mezcla con una solución de substancia orgánica denomi-

nada tributilfosfato. Entonces, prácticamente todo el uranio pasa a la fase orgánica y las impurezas quedan en la solución nítrica.

Este proceso recibió el nombre de extracción. Después de la doble extracción el uranio casi se libera de impurezas y puede aprovecharse de nuevo para la preparación de bloques. Y las impurezas que quedaron se dirigen para su siguiente separación. De éstas se extraerán plutonio y algunos isótopos radiactivos.

De la misma manera se puede separar el circonio y el hafnio.

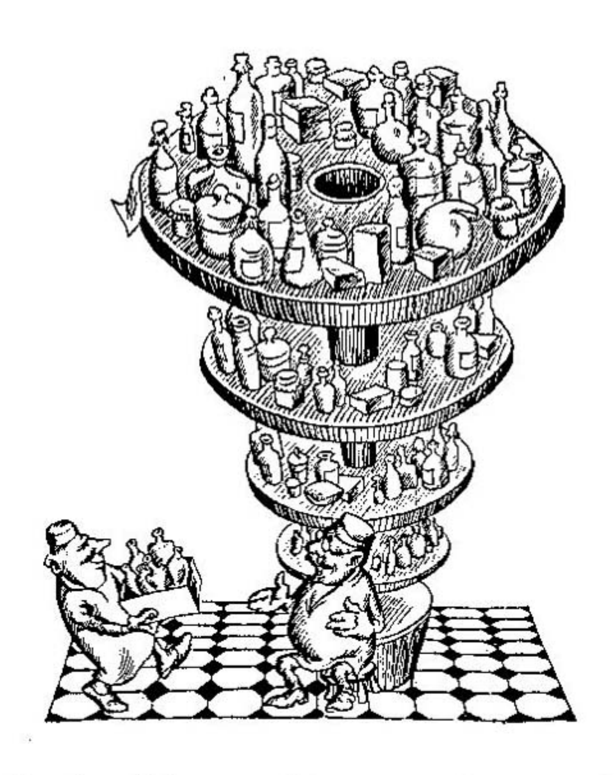
En la actualidad, los procesos de extracción obtuvieron en la técnica una gran difusión. Mediante estos procesos no sólo se realiza la purificación de compuestos inorgánicos, sino también de muchas substancias orgánicas: vitaminas, grasas y alcaloides.

La química vestida de bata blanca

Llevaba el nombre altisonante de Johann Bombastus Theophrastus Paracelsus von Hohenheim. Paracelso no era su nombre propio sino más bien un título *sui generis* que significaba "superexcelente". Paracelso fue un químico magnífico y la voz popular, propagándose de boca en boca, le atribuía curaciones prodigiosas, pues no sólo era químico, sino también médico.

En los años del medievo se fortaleció la alianza entre la química y la medicina. En aquel entonces la química aún no mereció el derecho de llamarse ciencia. Sus concepciones eran demasiado confusas y dispersaba sus fuerzas en las búsquedas vanas de la famosa piedra filosofal.

Mas incluso embrollada en las redes de la mís-



tica, la química aprendía a curar a la gente, salvándola de graves males. Así surgió la iatroquímica o química medicinal. Y muchos químicos de los siglos diez y seis, diez y siete, diez y ocho se llamaban boticarios y farmacéuticos, a pesar de que se ocupaban de la química de pura ley, preparando diferentes drogas y brebajes curativos. Aunque, a decir verdad, los preparaban "a tientas" y no siempre estas "medicinas" eran útiles a la gente.

Entre los "boticarios" Paracelso era uno de los

más destacados. La lista de sus medicinas incluía ungüentos mercúricos y sulfúricos (a propósito, hasta ahora se emplean para el tratamiento de enfermedades cutáneos), sales de hierro y de antimonio, distintos jugos vegetales.

Al principio, la química sólo podía dar a los médicos substancias que se encuentran en la naturaleza y, además, las daba en cantidades muy reducidas. Para la medicina esto era poco.

Si hojeamos las guías farmacéuticas modernas, veremos que el 25% de las medicinas son, por así decirlo, preparados naturales. Entre éstos figuran extractos, infusiones y tisanas hechos de difirentes plantas. Lo demás son substancias medicinales sintetizadas y desconocidas en la naturaleza. Substancias creadas por el poder de la química.

La primera síntesis de una substancia medicinal fue verificada hace unos cien años. Hacía ya mucho que se conocía la influencia curativa del ácido salicílico sobre el reumatismo. Pero era muy difícil y caro obtenerlo a partir de materia prima vegetal. Sólo en 1874 se logró elaborar un procedimiento simple para preparar el ácido salicílico a partir del fenol.

Este ácido sirvió de base para muchos preparados medicinales, por ejemplo, la aspirina. Por regla general, el plazo de "vida" de un fármaco es corto. Para sustituir a los viejos vienen nuevos medicamentos, más perfectos, más "adiestrados" para luchar contra distintas afecciones. En este sentido la aspirina es una excepción peculiar. Cada año revela nuevas propiedades antes desconocidas y maravillosas. Resulta que la aspirina no sólo es un preparado antipirético y analgésico, sino que la esfera de su acción es mucho más amplia.

También es un medicamento muy viejo (nació en 1896) el piramidón, por todos conocido.

En la actualidad, durante un solo día, los químicos sintetizan varios nuevos preparados medicinales. Con las más diversas cualidades y contra las más diversas enfermedades. Desde analgésicos hasta preparados que ayudan a curar enfermedades psíquicas.

Restaurar la salud de las personas. No hay tarea más noble para los químicos, ni, al mismo tiempo, más difícil.

Durante varios años el químico alemán Paul Ehrlich trató de sintetizar un preparado contra la terrible enfermedad del sueño. En cada síntesis se lograba cierto progreso, pero cada vez Ehrlich quedaba insatisfecho. Sólo en el 606° intento fue obtenido un remedio eficaz, el salvarsán, y decenas de miles de personas pudieron curarse no sólo de la enfermedad del sueño, sino también de otra afección pérfida, la sífilis. Y en su 914° intento Ehrlich obtuvo otro preparado, más poderoso aún, el neosalvarsán.

Largo es el camino de un medicamento cualquiera desde el matraz químico hasta el mostrador de una farmacia. Esta es la ley del tratamiento médico: mientras el remedio no haya pasado la comprobación multilateral, no se puede permitir recomendarlo para el uso práctico. Cuando esta regla se infringe, ocurren errores trágicos. Hace relativamente poco unas firmas farmacéuticas germanooccidentales anunciaron ampliamente un nuevo soporífero, talidomida (contergán). Una pequeña pastilla blanca sumía en un sueño rápido y profundo a las personas que padecían insomnio constante. De la talidomida sólo cantaban poemas llenos de elogios, mas ésta resultó ser un enemigo



horrible para los embriones humanos. Decenas de miles de niños desfigurados aún antes de nacer, éste fue el precio que pagó el hombre por el hecho de que una medicina no del todo comprobada fue lanzada apresuradamente a la venta.

Precisamente por esta razón para los químicos y para los médicos es importante no sólo saber que tal o cual medicina pueda curar con éxito una enfermedad determinada, sino también necesitan analizar detalladamente de qué modo actúa y cuál es su mecanismo químico de lucha contra dicha enfermedad.

Insertamos un pequeño ejemplo. En la actualidad, como soporíferos se usan con frecuencia los derivados de los llamados ácidos barbitúricos. Son compuestos en cuya composición entran átomos de carbono, hidrógeno, nitrógeno y oxígeno. Además, a uno de los átomos de carbono se añaden dos llamados grupos alquilo, es decir, moléculas

de hidrocarburo privadas de un átomo de hidrógeno. He aquí la conclusión que sacaron los químicos. El ácido barbitúrico acusa sus propiedades soporíferas solamente en el caso en que la suma de los átomos de carbono en los grupos alquilo no es inferior a cuatro. Cuanto mayor es esta suma tanto más prolongada y rápida es la acción del preparado.

Cuanto más profundamente penetran los científicos en la naturaleza de las enfermedades, tanto más escrupulosamente realizan los químicos sus investigaciones. La farmacología, que antes sólo se ocupaba de preparar diferentes medicamentos y dar recomendaciones para su aplicación contra las distintas enfermedades, ahora se hace una ciencia cada vez más exacta. Un farmacólogo debe ser al mismo tiempo químico, biólogo, médico y bioquímico, para que nunca vuelva a repetirse la tragedia de la talidomida.

La síntesis de substancias medicamentosas es uno de los logros más importantes de los químicos, creadores de la segunda naturaleza.

A principios de nuestro siglo los químicos no cesaban en sus intentos tenaces de preparar nuevos colorantes. Como substancia inicial tomaban el llamado ácido sulfanílico. Su molécula es muy "flexible", capaz de distintas reestructuraciones. En algunos casos, reflexionaban los químicos, la molécula de ácido sulfanílico puede transformarse en molécula de un colorante valioso.

En efecto, así resultó. Hasta 1935 nadie pensó que los colorantes sulfanílicos sintéticos son al mismo tiempo poderosos preparados medicamentosos. La caza de substancias colorantes retrocedió a un segundo plano para dar paso a la búsqueda de nuevos preparados medicinales que recibieron

el nombre común de sulfamidas (sulfonamidas). Los nombres de las sulfamidas más conocidas son: sulfapiridina, prontosil, sulfadiazina y sulfatiazol. En la actualidad, las sulfamidas ocupan uno de los primeros lugares entre los medios químicos antibacterianos.

. . . Los indios de la América del Sur obtenían de la corteza y de las raíces de una planta de la familia de las loganiáceas un veneno mortal, el curare. El enemigo, herido con la flecha cuya punta fue mojada en curare, perecía al momento.

¿Por qué? Para contestar a esta pregunta los químicos tuvieron que analizar esencialmente el enigma del veneno.

Pusieron de relieve que el principio activo fundamental del curare es el alcaloide tubocurarina. Cuando penetra en el organismo, los músculos no pueden contraerse, se quedan paralizados. El hombre no puede respirar y muere.

Pero en condiciones determinadas este veneno puede ser útil. Puede servir a los cirujanos, al efectuar algunas operaciones muy complicadas, por ejemplo, en el corazón. Cuando es necesario desconectar los músculos pulmonares y transponer el organismo para la respiración artificial. De este modo el enemigo carnal interviene como amigo. La tubocurarina se introduce en la práctica clínica.

Y otra vez los químicos. Estos estudiaron la molécula de tubocurarina en todos sus aspectos. La desintegraron en todas las porciones posibles, investigaron "los fragmentos" obtenidos y, paso por paso, pusieron de relieve la ligazón que existe entre la estructura química del preparado y su actividad fisiológica. Resultó que su acción se determina por los grupos especiales que contienen un

átomo de nitrógeno cargado positivamente y que la distancia entre estos grupos debe ser estrictamente definida.

Ahora los químicos pudieron pisar el camino de imitación de la naturaleza e incluso tratar de superarla. Al principio obtuvieron un preparado que por su actividad no era inferior a la tubocurarina. Luego lo perfeccionaron. Así nació la "sincurina" que es dos veces más activa que la tubocurarina.

He aquí otro ejemplo, más evidente aún. La lucha contra el paludismo. Este fue tratado con quina (o, científicamente, quinina), que es un alcaloide natural. Los químicos, en cambio, lograron crear un preparado llamado plasmoquina, que es una substancia sesenta veces más activa que la quinina.

La medicina moderna dispone de un enorme arsenal de remedios, y se puede decir que para todos los casos posibles. Casi contra todas las enfermedades conocidas.

Existen remedios muy fuertes que tranquilizan el sistema nervioso y devuelven la calma hasta a la persona más agitada. Hay, por ejemplo, un preparado que quita plenamente la sensación de temor. Naturalmente, nadie recomendará este preparado al estudiante que siente pánico ante un examen.

Existe un grupo entero de los llamados sedativos, medicamentos tranquilizadores. A ellos pertenece, por ejemplo, la reserpina. La aplicación de esta medicina para el tratamiento de algunas enfermedades psíquicas (esquizofrenia) desempeñó en su tiempo un gran papel. En la actualidad, la quimioterapia ocupa el primer lugar en la lucha contra las enfermedades mentales.

Sin embargo, no siempre las conquistas de la química medicamentosa se vuelven con su lado positivo. Existe por ejemplo, un remedio nefasto (y es difícil encontrar ótro epíteto) llamado LSD-25.

En muchos países capitalistas se utiliza como narcótico que provoca artificialmente distintos síntomas de esquizofrenia (todo tipo de alucinaciones, que por algún plazo permiten olvidar las "dificultades de la vida"). Pero hay casos de muchas personas que tomaron LSD-25 y nunca regresaron a su estado normal.

La estadística moderna testimonia que la mayoría de los casos letales en el mundo son resultado de los infartos de miocardio o de hemorragias cerebrales. Los químicos luchan contra estos enemigos inventando diferentes medicamentos cardíacos y preparando remedios que dilatan los vasos cerebrales.

Mediante la "tubazida" y PAS, sintetizados por los químicos, los médicos triunfan sobre la tuberculosis.

Y, en fin, los científicos buscan con tenacidad, los medios para combatir el cáncer, esta terrible plaga del género humano. En este campo hay muchas cosas desconocidas y confusas.

Los médicos esperan de los químicos nuevas substancias prodigiosas. Esta espera no es vana. La química tiene que manifestar de qué es capaz.

Un milagro nacido del moho

Esta palabra se conoce desde hace mucho. Los médicos y microbiólogos la conocían. En libros especiales hacían mención de ella. Pero no decía absolutamente nada a una persona no iniciada en

la biología o medicina. Hasta muy pocos químicos sabían su significado. Ahora esta palabra es del dominio de todos.

Esta palabra es "antibióticos".

Pero antes aún que la palabra "antibióticos" el hombre conoció la palabra "microbios". Se determinó que una serie de enfermedades, como neumonía, meningitis, disentería, tifo, tuberculosis y otras deben su procedencia precisamente a los microorganismos. Para combatir estas enfermedades se necesitan antibióticos.

Ya en los años del medievo se conocía la acción curativa de algunas especies del moho. Verdad es que las representaciones de los galenos medievales eran muy originales. Por ejemplo, se consideraba que sólo los mohos tomados de los cráneos de los hombres ahorcados o ejecutados por sus crímenes ayudaban a luchar contra las enfermedades.

Pero no nos apartemos del tema y volvamos a lo esencial. Y lo esencial es que el químico inglés Alejandro Fleming, al estudiar una de las especies de mohos, supo separar su principio activo. Así apareció la penicilina, el primero entre los antibióticos.

Resultó que la penicilina es un arma excelente en la lucha contra muchos microorganismos patógenos: estreptococos, estafilococos, etc. La penicilina puede incluso vencer la espiroqueta pálida, agente causante de la sífilis.

Sin embargo, aunque Alejandro Fleming descubrió la penicilina en 1928, sólo en 1945 se logró descifrar la fórmula de este medicamento y ya en 1947 fue realizada la síntesis completa de la penicilina en el laboratorio. Parecía que esta vez el hombre había alcanzado a la naturaleza. Pero la

cosa no era así. No es una tarea fácil realizar la síntesis de laboratorio de la penicilina. Mucho más fácil es obtenerla del moho.

Pero los químicos no retrocedieron. En este caso también podían decir su palabra y no sólo decirla, sino también ayudar en la práctica. La esencia consiste en que el moho de que se obtenía habitualmente la penicilina era de poco "rendimiento". Los científicos decidieron aumentar su productividad.

Este problema fue resuelto al encontrar substancias que, internándose en el aparato hereditario de los microorganismos, varían sus características. Además, los nuevos rasgos eran capaces de heredarse. Precisamente con su ayuda se logró cultivar una nueva "raza" de mohos que se mostró mucho más activa en la producción de penicilina.

En la actualidad, el surtido de antibióticos es muy imponente: estreptomicina, terramicina, tetraciclina, aureomicina, biomicina, eritromicina, etc. En total, ahora se conocen cerca de mil antibióticos y una centena de ellos se aplica en el tratamiento de distintas enfermedades. Y un papel importante en su obtención lo juega la química.

Después de que los microbiólogos acumularon el llamado medio líquido de cultivo que contenía colonias de microorganismos, comenzó el turno de los químicos.

Precisamente ante éstos se plantea la tarea de separar los antibióticos, el "principio activo". Se movilizan diversos métodos químicos de extracción de compuestos orgánicos complejos a partir de la "materia prima" natural. Los antibióticos se absorben mediante absorbentes especiales. Los investigadores aplican la "pinza química", la extracción de los antibióticos por diversos disolventes.

Los purifican en las resinas de intercambio iónico, los sedimentan a partir de las soluciones. Así se obtiene el antibiótico crudo que de nuevo se somete a un ciclo prolongado de purificación, hasta que, al fin y al cabo, se presenta en forma de substancia cristalina pura.

Algunos antibióticos, por ejemplo, la penicilina, siguen sintetizándose con ayuda de los microorganismos. Pero la obtención de otros es sólo a medias asunto de la naturaleza.

Pero hay antibióticos, por ejemplo, la sintomicina, donde los químicos prescinden totalmente de los servicios de la naturaleza. La síntesis de este preparado desde el principio hasta el final se realiza en las fábricas.

Sin los métodos poderosos de la química la palabra "antibiótico" nunca hubiera conquistado tan amplia popularidad. Y sin éstos no se hubiera realizado esa verdadera revolución en la utilización de los medios medicamentosos y en el tratamiento de muchas enfermedades debida a los antibióticos.

Los microelementos, vitaminas de las plantas

La palabra "elemento" tiene numerosas acepciones. Así se llaman, por ejemplo, los átomos de una misma especie que tienen la carga del núcleo igual. ¿Y qué son "microelementos"? Este nombre lo llevan los elementos químicos cuyo contenido en los organismos animales y vegetales es muy pequeño. Por ejemplo, el organismo humano contiene el 65% de oxígeno, cerca del 18% de carbono, 10% de hidrógeno. Estos son macroelementos, su contenido es grande. En cambio, el titanio y



el aluminio se presentan en cantidad de una milésima de por ciento cada uno; éstos sí que se pueden llamar microelementos.

En los albores de la bioquímica nadie prestaba atención a tales hechos. ¡Qué importancia podían tener no se sabe qué centésimas o milésimas de por ciento! En aquel entonces ni se sabía determinar esas cantidades.

La técnica y los métodos de análisis se perfeccionaban, y los científicos encontraban cada vez más elementos en los objetos vivos. Sin embargo,

durante largo tiempo no se logró establecer qué papel juegan los microelementos. Incluso ahora, a pesar de que el análisis químico permite determinar millonésimas y hasta cienmillonésimas partes de por ciento de impurezas prácticamente en cualesquiera muestras, incluso ahora no está clara la significación de muchos microelementos para la actividad vital de las plantas y de los animales.

No obstante, hoy ya sabemos algunas cosas. Por ejemplo, que en diferentes organismos están presentes tales elementos como cobalto, boro, cobre, manganeso, vanadio, yodo, flúor, molibdeno, zinc e incluso... radio. Sí, precisamente radio, aunque en cantidades infinitamente pequeñas.

A propósito, en la actualidad, en la composición del organismo humano se ha descubierto cerca de 70 elementos químicos, y hay fundamento para suponer que los órganos humanos contienen todo el sistema periódico. Además, cada elemento desempeña una función completamente determinada. Existe incluso un punto de vista conforme al cual muchas enfermedades son causadas por la alteración del equilibrio de los microelementos en el organismo.

En el proceso de fotosíntesis de las plantas juegan un papel importante el hierro y el manganeso. Si la planta se cultiva en un terreno que no contiene ni siquiera trazas de hierro, sus hojas y tallos serán blancos como papel. Pero basta rociar esta planta con una solución de sales de hierro, para que ésta pronto adquiera su color verde natural.

El cobre también es imprescindible para el proceso de fotosíntesis e influye en la asimilación de los compuestos nitrogenados por los organismos vegetales. Si la cantidad de cobre es insuficiente,

las plantas forman muy mal las proteínas en cuya composición figura el nitrógeno.

Los compuestos orgánicos complejos a base de molibdeno entran en forma de partes integrantes en distintos fermentos. Precisamente éstos contribuyen a la mejor asimilación del nitrógeno. La falta de la cantidad necesaria de molibdeno provoca a veces quemaduras en las hojas por acumularse en éstas gran cantidad de sales de ácido nítrico, las cuales, en ausencia de molibdeno, no se asimilan por las plantas. El molibdeno influye también en el contenido de fósforo en las plantas. En ausencia de molibdeno no se realiza la transformación de los fosfatos inorgánicos en orgánicos. La insuficiencia de molibdeno se manifiesta también en la acumulación de los pigmentos (materias colorantes) en las plantas: aparecen manchas y coloración pálida de las hojas.

Las plantas asimilan mal el fóstofo en ausencia del boro. El boro contribuye también al mejor transporte de distintos azúcares por los sistemas de las plantas.

Los microelementos juegan un papel importante no sólo en los organismos vegetales, sino también en los animales. Resulta que la ausencia completa de vanadio en los alimentos de los animales causa la pérdida de apetito y hasta la muerte. Al mismo tiempo, el gran contenido de vanadio en la nutrición de los cerdos acarrea su rápido crecimiento y la formación de capas gruesas de grasa.

El zinc, por ejemplo, desempeña funciones importantes en el metabolismo y entra en la composición de los eritrocitos de los animales.

El hígado, si el animal (y el hombre) está en estado de excitación, envía a la circulación sanguínea manganeso, silicio, aluminio, titanio y cobre,

mientras que durante la inhibición del sistema nervioso central manda manganeso, cobre y titanio, reteniendo silicio y aluminio. Además del hígado, en la regulación del contenido de microelementos en la sangre toman parte el cerebro, los riñones, los pulmones y los músculos.

La determinación del papel de los microelementos en los procesos del crecimiento y del desarrollo de las plantas y los animales es una tarea importante y de gran interés para la química y la biología. En un futuro próximo, esto, sin duda alguna, aportará resultados de suma trascendencia, abriendo para la ciencia un camino más en la creación de la segunda naturaleza.

¡Qué comen las plantas y qué tiene que ver con ello la química!

Ya los cocineros de la antigüedad eran famosos por sus éxitos culinarios. Las mesas de los palacios reales estaban repletas de platos exquisitos. Los hombres acaudalados se hacían melindrosos en la comida.

Las plantas, al parecer, eran mucho menos exigentes. En un desierto árido y en la tundra polar sobrevivían hierbas y arbustos. Sobrevivían, aunque eran de aspecto fláccido y consumido.

Algo era necesario para su desarrollo. ¿Pero qué? Este misterioso "algo" los científicos lo buscaron durante largos años. Experimentaban y discutían los resultados.

Pero no hubo claridad.

La respuesta fue encontrada a mediados del siglo pasado por el célebre químico alemán Justus von Liebig. A él le ayudó el análisis químico. El científico "descompuso" las más diversas plantas



en elementos químicos aislados. Al principio resultaron ser relativamente pocos. Nada más que diez: carbono, hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, calcio, potasio, fósforo, azufre, magnesio y hierro. Pero esta decena hacía agitarse el verde océano del planeta Tierra.

De aquí se desprendía: para vivir, las plantas deben de cualquier modo asimilar, "comer", dichos elementos.

¿Cómo, precisamente? ¿Dónde están los almacenes de alimentos para las plantas?

En el suelo, en el agua y en el aire.

Pero ocurrían cosas asombrosas. En unos suelos la planta se desarrollaba impetuosamente, florecía y daba frutos. En otros, se ahilaba, se marchitaba y se ponía inválida, enclenque. La causa estaba en que en estos suelos faltaban ciertos elementos.

Los hombres, ya antes del descubrimiento de Liebig, conocían otra cosa. Si en el mismo suelo,

por fértil que fuese, año tras año, se siembran las mismas plantas agrícolas, la cosecha disminuye cada año.

El suelo iba agotándose. Las plantas "se comían" gradualmente todas las reservas de elementos químicos necesarios que en éste habían.

El suelo necesitaba "alimentación" adicional; necesitaba de que se introdujeran substancias deficitarias, en una palabra: abonos. Estos ya se empleaban en los tiempos antiguos, se aplicaban por intuición, basándose en la experiencia de los antepasados.

Liebig elevó la utilización de los fertilizantes al rango de ciencia. Así surgió la agroquímica. La química se convirtió en una sirvienta de la fitotecnia. Ante ella se planteó el problema de enseñar al hombre a aprovechar correctamente los abonos conocidos e inventar nuevos.

Ahora se utilizan decenas de diferentes abonos. Entre ellos, los principales son los de potasio, nitrógeno y fósforo. Pues precisamente el potasio, nitrógeno y fósforo son elementos sin los cuales no puede crecer ninguna planta.

Una pequeña analogía o cómo los químicos alimentaron las plantas con potasio

...Hubo tiempos, en que el uranio, tan célebre ahora, se ubicaba modestamente en el rinconcito más apartado del campo de la química. Tan sólo el teñido de los vidrios y la fotografía mostraban por él cierto interés discreto. Después, en las menas de uranio fue descubierto el radio. A partir de miles de toneladas de estas menas se extraía una partícula minúscula de metal argentino. Y los desechos, que contenían una enorme cantidad de

uranio, seguían amontonándose en los almacenes de las fábricas. No obstante, en fin de cuentas, le llegó la hora al uranio. Se puso de manifiesto que precisamente es este elemento el que le da al hombre poder para la utilización de la energía atómica. Los desechos se convirtieron en algo precioso.

. . .Desde tiempos muy remotos se conocían los yacimientos de sales de Stassfurt alemanes. Estos contenían muchas sales, principalmente potásicas y sódicas. La sal sódica, sal común, encontraba una aplicación inmediata. En cambio, las sales de potasio se desechaban sin compasión alguna. Cerca de las minas se amontonaban montañas de estas sales. La gente no sabía qué hacer con ellas. La agricultura estaba sedienta de abonos potásicos, pero los desechos de Stassfurt no se podían aprovechar porque contenían mucho magnesio. Y este elemento, útil para las plantas en dosis pequeñas, en grandes cantidades resultaba pernicioso.

Aquí es donde ayudó la química, encontrando un procedimiento sencillo para purificar las sales potásicas del magnesio. Y las montañas que rodeaban las minas de Stassfurt empezaron a "derretirse" prácticamente ante los ojos. Los historiadores de la ciencia comunican el siguiente hecho: en 1811 en Alemania se construyó la primera fábrica para elaborar las sales potásicas. Al año siguiente ya eran cuatro, y en 1872 treinta y tres fábricas alemanas elaboraron más de medio millón de toneladas de sal cruda.

Poco tiempo después en muchos países fueron creadas empresas para producir abonos potásicos. Ahora, en muchos países, la extracción de materia prima potásica supera muchas veces la obtención de la sal común.

"Catástrofe del nitrógeno"

Aproximadamente cien años después del descubrimiento del nitrógeno, uno de los eminentes microbiólogos escribía: "Desde el punto de vista biológico general, el nitrógeno es más valioso que los más raros de los metales nobles". Y tenía plena razón, puesto que, prácticamente, el nitrógeno es parte integrante de cualquier molécula proteínica, tanto vegetal, como animal. Sin nitrógeno no hay proteínas. Y sin proteínas no hay vida. Engels dijo que la "vida es la forma de existencia de cuerpos proteínicos".

Para formar moléculas proteínicas las plantas necesitan nitrógeno. Pero, ¿de dónde lo sacan? El nitrógeno se distingue por su poca actividad química. En condiciones normales no entra en reacciones. Por consiguiente, las plantas no pueden aprovechar el nitrógeno atmosférico. Resulta como en el proverbio: "lo verás, pero no lo catarás". En consecuencia, el almacén de las plantas es el suelo. Pero, por desgracia, un almacén con reservas bastante escasas, ya que en el suelo hay pocos compuestos nitrogenados. Por esta razón el suelo despilfarra pronto su nitrógeno y es necesario enriquecer el suelo complementariamente con este elemento, o sea, introducir abonos nitrogenados.

En la actualidad el término "nitro de Chile" pertenece ya a la historia. Sin embargo, hace unos setenta años estas palabras estaban muy en boga.

En los vastos espacios de la República de Chile se extiende el triste desierto de Atacama. Se extiende a miles de kilómetros. A primera vista es un desierto como otro cualquiera, pero una circunstancia interesante lo distingue de todos los demás desiertos del globo terráqueo: bajo una capa del-



gada de arena se encuentran enormes yacimientos de nitrato sódico, o salitre. Estos yacimientos se conocían desde hace mucho, pero se puede decir que se acordaron de ellos por vez primera cuando en Europa comenzó a escasear la pólvora, pues antes para producirla se empleaba carbón, azufre y salitre.

De inmediato se organizó una expedición para traer el producto de ultramar. Mas toda la carga la tuvieron que echar por la borda, porque se averiguó que para la producción de la pólvora sólo era conveniente el salitre potásico. El salitre sódico absorbía ávidamente la humedad del aire, la pólvora se recalaba siendo imposible utilizarla.

Esta no era la primera vez que los europeos tuvieron que echar por la borda los productos de ultramar. En el siglo XVII, a las orillas del río Pinto fueron encontrados granos de un metal blan-

co que recibió el nombre de platino. El platino apareció en Europa en 1735. Pero nadie sabía, en realidad, qué hacer con este metal. De los metales nobles en aquel entonces sólo se conocían el oro y la plata. El platino no encontró demanda. Pero hubo granujas que se fijaron en que los pesos específicos del oro y del platino son cercanos entre sí. Valiéndose de esta circunstancia, empezaron a añadir platino al oro que se destinaba para el acuñado de monedas. Esto ya era falsificación. El gobierno español prohibió la importación de platino y las reservas de este metal que ya quedaron en el Estado, fueron reunidas y, en presencia de numerosos testigos, sumergidas en el mar.

Pero la historia del nitro de Chile no terminó así. Este salitre resultó ser un magnífico fertilizante nitrogenado, que la naturaleza puso benévolamente a la disposición del hombre. No se conocían otros abonos nitrogenados en aquel tiempo. Empezó la elaboración intensa de los yacimientos naturales del salitre sódico. Cada día abandonaban el puerto chileno de Iquique barcos que llevaban a todos los rincones del mundo este valioso fertilizante.

En 1898 el mundo fue conmovido por el presagio lúgubre del famoso sir William Crookes. En uno de sus discursos vaticinaba a la humanidad una muerte por penuria de nitrógeno. Anualmente, los campos pierden nitrógeno que es llevado junto con la cosecha. Y las reservas del nitro de Chile van disminuyendo. Los tesoros del desierto Atacama resultaron ser una gota en el mar.

Entonces, los científicos se acordaron de la atmósfera. Se puede decir que el primer hombre que prestó atención a las inmensas reservas de nitrógeno atmosférico fue el eminente cietnífico

ruso Kliment Arkádievich Timiriázev. Timiriázev confiaba profundamente en la ciencia y en la fuerza del genio humano. No compartía los temores de Crookes. Timiriázev estimaba que la humanidad vencería la catástrofe de nitrógeno y saldría de la crisis. Y tenía razón. Ya en 1908 los científicos Birkeland y Eyde realizaron en Noruega, a escala industrial, la fijación del nitrógeno atmosférico mediante el arco eléctrico.

Aproximadamente en este mismo período, en Alemania, Haber elaboró el método de obtención de amoníaco a partir del nitrógeno e hidrógeno. Así fue resuelto definitivamente el problema del nitrógeno combinado, tan necesario para la nutrición de las plantas. La atmósfera contiene gran cantidad de nitrógeno libre: los científicos calcularon que si todo el nitrógeno atmosférico se convirtiera en fertilizante, esta cantidad bastaría a las plantas para más de un millón de años.

¡Exento de vida! No, de ningún modo

Varios años después del descubrimiento en el aire de un gas reconocido como substancia independiente, Lavoisier propuso denominarlo "aire mefítico" y más tarde "ázoe" que en griego significa "sin vida". La causa de tales denominaciones radicaba en que se mostró incapaz de sostener tanto la respiración como la combustión. Hasta ahora, el elemento N°7 conocido como nitrógeno ("que engendra nitro") en algunos idiomas (en particular, en ruso y en francés) sigue llevando este nombre. Y durante muchos años este nombre parecía ser justo.

Al fin y al cabo los científicos se convencieron de que el nitrógeno sin duda es indispensable para

la vida, pero puede aprovecharse sólo en forma fijada, sólo combinado. Unicamente algunas bacterias nodulares que viven en las raíces de las plantas leguminosas poseen la propiedad, única en su género, de asimilar el nitrógeno libre.

Así, aproximadamente, se afirmaba en todas las partes donde se trataba de nitrógeno y de sus propiedades, y se añadía, además, que por cuanto el nitrógeno gaseoso, libre, no sostiene la vida, el organismo no lo necesita.

No obstante, se logró refutar esta opinión categórica. Como trastornador de esta tesis que parecía indiscutible se presentó el científico soviético M. Volski.

Este científico puso al descubierto y demostró algo sorprendente: las plantas y los animales superiores son capaces de asimilar el nitrógeno molecular directamente a partir del aire. Pero es más, de ningún otro modo pueden desarrollarse normalmente.

Volski realizó numerosos experimentos. Por ejemplo, comparaba el peso y la composición de un huevo de gallina y los de un pollo recién salido del huevo que no había recibido aún ningún alimento. Resultó que en el pollo había más nitrógeno que en el huevo. Por consiguiente, este nitrógeno adicional el embrión lo asimiló del aire.

Después, el científico "marcó" el nitrógeno. Sustituyó parte del nitrógeno atmosférico por su isótopo con el peso atómico 15. El huevo no contenía este isótopo, pero en el pollo fue descubierto. En lugar de huevos de gallina el investigador tomaba los de paloma y codorniz; el resultado era el mismo: los embriones asimilaban el nitrógeno directamente a partir del aire. Luego Volski pasó al estudio de las ninfas de las abejas, del maíz y de

otros objetos del mundo animal y vegetal. Y en todos los casos, sin excepción, encontraba demostraciones del hecho de que el organismo asimilaba el nitrógeno atmosférico.

Entonces surgió la pregunta: ¿Hasta qué punto el nitrógeno del aire es necesario para el desarrollo del organismo? El científico tomó dos partidas de huevos de gallina. Una pasó su período de incubación en la atmósfera común y corriente y la otra en el aire cuyo nitrógeno casi por completo fue sustituido por la cantidad correspondiente de argón. La diferencia era para quedarse estupefacto. Los pollos que se desarrollaban en el aire de "argón" nacían deficientes y muy pronto morían. Más tarde los científicos lograron demostrar que el nitrógeno afecta directamente el proceso de formación del sistema vascular del embrión.

Según la opinión de varios bioquímicos alemanes el hombre también es capaz, en cierto grado, de asimilar el nitrógeno. Es posible que el hombre no pueda vivir un período prolongado en una atmósfera privada por completo de nitrógeno. Es muy importante tener en cuenta esta circunstancia en la organización de los vuelos cósmicos prolongados.

Tenemos pleno derecho para incluir el descubrimiento de Volski entre los más notables de nuestro siglo. Pero es necesario seguir estudiando su esencia intrínseca, el propio mecanismo de fijación del nitrógeno molecular del aire por los organismos, porque en este sentido quedan muchos problemas por aclarar.

La llave para descubrir los enigmas la pueden dar los trabajos de otro científico soviético, M. Volpin, que investigó (empleamos el lenguaje quí-

mico) los procesos de fijación del nitrógeno en condiciones suaves. Para que se entienda mejor lo que queremos decir, añadimos que, por ejemplo, no se puede llamar de ningún modo suaves las condiciones en que se desarrolla la síntesis industrial del amoníaco, pues en ésta se aplican presiones de centenas de atmósferas y temperaturas de centenas de grados.

Volpin y sus colaboradores, en el curso de las investigaciones que duraron muchos años, demostraron que algunos compuestos complejos de los metales transitorios: cobalto, titanio, molibdeno, rutenio e iridio, pueden fijar el nitrógeno atmosférico incluso a temperatura ambiente. Se supone que en los organismos vegetales y animales es enorme el papel que desempeñan los compuestos complejos. Es muy posible que sean precisamente los complejos los que contribuyen a la asimilación del nitrógeno del aire. Pues ya se ha demostrado que el pigmento de los microorganismos (pariente cercano de la hemoglobina) forma con el nitrógeno un compuesto bastante estable.

¡Para qué se necesita el fósforo!

Justus von Liebig consideraba que las plantas pueden absorber el nitrógeno atmosférico. El suelo es necesario abonarlo sólo con potasio y fósforo. Pero precisamente con estos elementos no tuvo suerte. Su "abono patentado" cuya preparación asumió una de las casas inglesas no acarreaba aumento de cosecha. Sólo transcurridos muchos años Liebig entendió y reconoció abiertamente su error. Este utilizaba fosfatos insolubles, por tener miedo de que los bien solubles serían lavados del suelo por las aguas pluviales. Pero resultó que las plan-

tas no pueden asimilar fósforo a partir de fosfatos insolubles. Y el hombre tuvo que preparar para las plantas una especie de "semiproducto".

Cada año las cosechas en todo el mundo extraen de los campos cerca de 10 millones de toneladas de ácido fosfórico.

¿Para qué necesitan las plantas el fósforo? Este no forma parte de las grasas, ni de los hidratos de carbono. Además, muchas moléculas proteínicas, sobre todo las más simples, tampoco contienen fósforo. Pero todos estos compuestos simplemente no se pueden formar sin fósforo.

La fotosíntesis no es la mera síntesis de los hidratos de carbono a partir del anhídrido carbónico y el agua, que la planta efectúa sin ningún esfuerzo, como jugando. Es un proceso complicado. La fotosíntesis se desarrolla en los llamados cloroplastos, que son "órganos" peculiares de las células vegetales. Precisamente en la composición de los cloroplastos entran muchos compuestos de fósforo. Con una aproximación muy burda se puede figurar los cloroplastos como el estómago de un animal en que se realiza la digestión y asimilación de los alimentos, pues ellos son los que entran en contacto directo con los "ladrillos" constructivos de las plantas: el anhídrido carbónico y el agua.

La asimilación por la planta del anhídrido carbónico a partir del aire se verifica mediante compuestos fosfóricos. Los fosfatos inorgánicos convierten el gas carbónico en aniones de ácido carbónico que luego se dirigen para la construcción de moléculas orgánicas complejas.

Naturalmente, no se limita con ello el papel del fósforo en la actividad vital de las plantas. Además, no se puede decir que está revelada por completo su importancia para las plantas. Sin em-

bargo, incluso lo que se conoce, muestra el papel importante del fósforo para su actividad vital.

Guerra química

Es una verdadera guerra. Sólo que sin cañones y tanques, sin cohetes y bombas. Es una guerra "silenciosa", a veces invisible en muchos de sus rasgos, es una guerra a muerte. Y la victoria en esta guerra significa dicha para todos los hombres.

¿Cuánto daño, por ejemplo, causa un moscardón común y corriente? Resulta que esa criatura malvada, sólo en la URSS causa estragos calculados en millones de rublos. ¿Y las malas hierbas? Su existencia cuesta a los EE.UU. cuatro mil millones de dólares. O, por ejemplo, la langosta, esa calamidad, esa plaga, que convierte campos florecientes en tierra desierta y privada de vida. Si se calcula todo el daño que causan a la agricultura los expoliadores vegetales y animales en un solo año, obtendremos una suma inconcebible. ¡Con este dinero se podría alimentar gratuitamente, durante un año entero, 200 millones de personas!

¿Qué significa el sufijo "cida"? Se traduce como "matador". Y los químicos se preocuparon por la creación de todo tipo de "cidas". Crearon insecticidas, que "matan insectos"; zoocidas, que "matan roedores"; herbicidas, que "matan hierbas". Todos estos "cidas" encuentran ahora aplicación muy vasta en la agricultura.

Antes de la segunda guerra mundial, por lo general, se utilizaban ampliamente substancias químicas tóxicas inorgánicas. Todas las especies de roedores, insectos y hierbas malas se trataban con preparados venenosos de arsénico, azufre, cobre, bario, flúor y muchos otros. Sin embargo, ya a



mediados de los años cuarenta, se difundió con más intensidad el empleo de substancias tóxicas orgánicas. Esta "inclinación" hacia los compuestos orgánicos fue hecha con plena conciencia. El asunto radica no sólo en que resultaron menos nocivos para el hombre y los animales de corral. Estos compuestos son más universales y se necesitan en cantidades menores que los inorgánicos para producir el mismo efecto. Así, por ejemplo, una sola millonésima parte de gramo de polvo de D.D.T.

por un centímetro cuadrado de superficie liquida por completo algunos insectos.

En el uso de las substancias tóxicas orgánicas también ocurrían cosas curiosas. En la actualidad se considera substancia tóxica eficaz el hexaclorano (hexaclorociclohexano), pero de seguro pocos conocen que esta substancia fue obtenida por Faraday en 1825. Más de cien años los químicos estudiaron el hexaclorano sin sospechar siquiera sus cualidades maravillosas. Y sólo después del año 1935, cuando asumieron su estudio los biólogos, este insecticida empezó a prepararse a escala industrial. Ahora se estiman como mejores insecticidas los compuestos orgánicos de fósforo, por ejemplo, la fosfamida o el preparado M-81.

Hasta hace poco se empleaban para la protección de los vegetales y animales preparados de acción externa. Pero juzgue Ud. mismo: cae la lluvia o pasa una ráfaga de viento y la sustancia protectora desaparece. Hace falta comenzar todo de nuevo.

Los científicos se plantearon otro problema, el de introducir las substancias tóxicas químicas dentro del organismo que se defiende, de modo semejante a como se hacen inoculaciones a las personas y éstas no temen ya a las enfermedades. Apenas los microbios penetran en tal organismo, son aniquilados inmediatamente por los "guardianes invisibles de la salud" que surgieron en el organismo como resultado de la introducción de la vacuna.

Resultó completamente posible crear substancias químicas tóxicas de acción interna. En este caso los científicos pusieron en juego la estructura diferente de los organismos de los insectos parásitos y de las plantas. Una substancia tóxica de esta

índole es inofensiva para las plantas, pero representa un veneno mortífero para los insectos.

La química protege las plantas no sólo contra los insectos, sino también contra las hierbas malas. Se crearon los llamados herbicidas que ejercen una influencia inhibidora en las hierbas malas, pero prácticamente no impiden el desarrollo de los cultivos.

Por extraño que parezca, se puede decir que fueron los abonos los que se presentaron como los primeros herbicidas. Los agricultores prácticos ya hace mucho notaron que si se introducen en los campos cantidades elevadas de superfosfato o de sulfato potásico, se inhibe el crecimiento de las hierbas malas, mientras que los cultivos siguen desarrollándose intensamente. Pero en la esfera de los herbicidas, al igual que en la de insecticidas, el papel definitivo pertenece a los compuestos orgánicos.

Ayudantes del agricultor

El chico cumple 16 años y se puede decir que por primera vez en su vida entra en la sección de perfumería. No es la mera curiosidad lo que lo lleva a este lugar, sino la necesidad. Ya le comienza a crecer el bigote y llega el tiempo de afeitarse.

Para los novatos es una operación bastante interesante, pero pasan diez o quince años y parece ya tan aburrida que a veces dan ganas de dejarse crecer la barba.

Mire, por ejemplo, la hierba, esa que crece en las vías férreas y que de ningún modo puede permitirse. De año en año los ferroviarios tienen que "afeitarla" con hoces y guadañas. Pero imagínese Ud. el ferrocarril Moscú — Jabárovsk. Son nueve

mil kilómetros. Para segar la hierba en toda su extensión y, además, varias veces durante el verano, se necesitarán casi mil obreros.

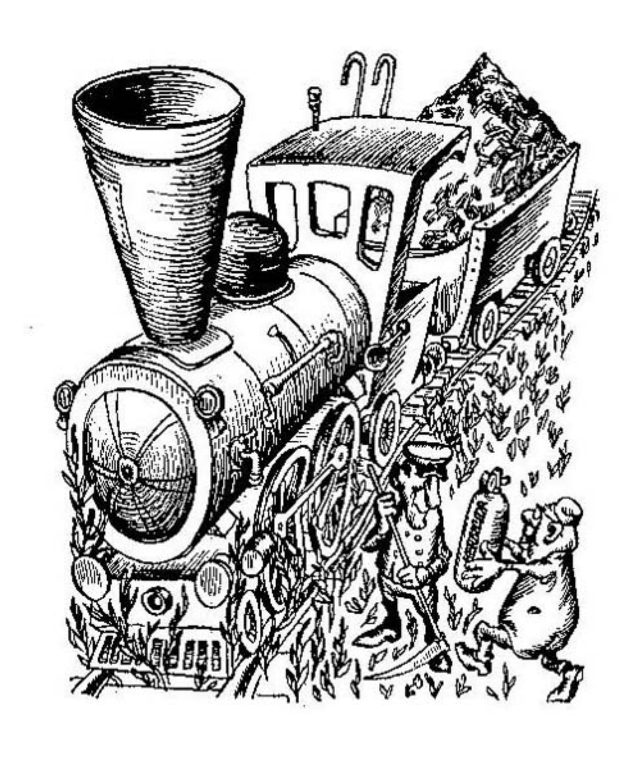
¿Es que no se puede inventar algún procedimiento químico para "afeitarla"? Resulta que se puede.

Para segar la hierba que crece en una hectárea se necesita una jornada de trabajo de 20 personas. Los herbicidas efectúan la "operación liquidadora" en la misma superficie en varias horas. Además, la hierba se extirpa por completo.

¿Sabe Ud qué son los defoliantes? "Folio" significa hoja. Defoliante es una substancia que provoca la caída de las hojas. La aplicación de los defoliantes dio la posibilidad de mecanizar la recolección del algodón. De año en año, de siglo en siglo, los hombres acudían a los algodonales para recoger a mano esta planta. El que no ha visto la recolección manual del algodón, a duras penas puede figurarse cuán difícil es este trabajo que además se realiza en la estación de un bochorno insoportable de 40-50°C.

Ahora todo sucede de un modo mucho más sencillo. Unos días antes de que las cápsulas con borra se abran, las plantaciones de algodón se tratan con defoliantes. El más simple de ellos es el $Mg(ClO_3)_2$. Las hojas de los arbustos algodoneros caen y en los campos empiezan a trabajar las cosechadoras de algodón. A propósito, en calidad de defoliante puede usarse el $CaCN_2$, lo que significa que, al tratar los arbustos con esta substancia, en el suelo se introduce complementariamente abono nitrogenado.

Pero la química fue más adelante aún en su ayuda a la agricultura, en la "corrección" de la naturaleza. Los químicos descubrieron las llama-



das auxinas, aceleradores de crecimiento de las plantas. Verdad es que al principio sólo naturales. Los químicos aprendieron a sintetizar las auxinas más simples, por ejemplo, la heteroauxina, en sus laboratorios. Estas substancias no sólo aceleran el crecimiento, el florecimiento y la fructificación de las plantas, sino también aumentan su resistencia y capacidad vital. Además, se averiguó que la aplicación de las auxinas en concentraciones elevadas produce un efecto diametralmente

opuesto, es decir, inhibe el crecimiento y el desarrollo de las plantas.

En este caso se observa una analogía casi completa con las substancias medicamentosas. Así, se conocen preparados medicinales que contienen arsénico, bismuto y mercurio, sin embargo, en concentraciones grandes (mejor dicho, elevadas) todas estas substancias son venenos.

Las auxinas, por ejemplo, pueden prolongar en grado considerable los plazos de florecimiento de las plantas decorativas, en primer lugar, de las flores. Pueden inhibir el brotamiento de las yemas y el florecimiento de los árboles durante las súbitas heladas primaverales, etc., etc. Por otra parte, en las regiones frías donde el verano es corto esto permitirá obtener con métodos "acelerados" cosechas de muchas frutas y hortalizas. Aunque estas propiedades de las auxinas no se han realizado aún a gran escala y representan tan sólo experimentos de laboratorio, no cabe duda de que en un futuro próximo ante los ayudantes de los agricultores se abrirá un camino real.

He aquí otro hecho que no carece de interés. Los químicos australianos descubrieron un preparado capaz de secar las hierbas y convertirlas en heno, por así decirlo, "a raíz". Esto significa que el acopio de forrajes no dependerá del tiempo.

Los fantasmas sirven al hombre

Le damos a conocer un hecho que puede causar sensación en la prensa: a un eminente científico sus colegas como reconocimiento a sus méritos le obsequian un jarrón. . . de aluminio. Naturalmente, cualquier regalo merece gratitud. Mas

. . . regalar un jarrón de aluminio. . . ¡Qué excelente material para notas irónicas!

Así sucede hoy en día. Pero cien años atrás un regalo como ése era cosa muy generosa. En efecto, tal regalo fue hecho por los químicos ingleses, y no a un fulano cualquiera, sino a Dmitri Ivánovich Mendeléiev en persona. En señal de reconocimiento por sus grandes servicios a la ciencia. ¡Ve Ud. qué relativo es todo en el mundo! En el siglo pasado no se conocía un procedimiento barato de obtención de aluminio a partir de sus menas, por cuya razón este metal era muy caro. Cuando ese procedimiento fue encontrado, los precios bajaron vertiginosamente.

Muchos elementos del sistema periódico siguen siendo caros hasta ahora. Este hecho limita con frecuencia su aplicación. Pero estamos seguros de que sólo hasta cierto tiempo. La química y la física más de una vez realizarán una "rebaja de precios" de los elementos. La realizarán obligatoriamente, ya que a medida que avanzamos, la práctica incorpora a la esfera de su actividad más y más elementos de la tabla de Mendeléiev.

Pero entre ellos hay aquellos que o bien no se encuentran por completo en la corteza terrestre, o bien se hallan en cantidades tan pequeñas que se pueden considerar ausentes en ésta. Por ejemplo, el astato y el francio, el neptunio y el plutonio, el prometio y el tecnecio. . .

No obstante, se pueden preparar artificialmente. Y apenas el químico tiene entre sus manos un elemento nuevo, comienza a pensar en su aplicación práctica.

Por ahora, entre los elementos artificiales el más importante es el plutonio. En la actualidad, su producción mundial supera la obtención de

muchos elementos "ordinarios" del sistema periódico. Añadimos que los químicos consideran el plutonio entre el número de los elementos más estudiados, aunque es aún "menor de edad", tiene un poco más de 25 años. Esto no es casual, pues el plutonio es un magnífico "combustible" para los reactores nucleares, que en nada es inferior al uranio.

En algunos satélites de la Tierra norteamericanos sirvieron de fuente de energía el americio y curio. Estos elementos se distinguen por una radiactividad poderosa. Durante su desintegración se desprende mucho calor que por medio de termopares se transforma en electricidad.

¿Y qué podemos decir respecto al prometio que hasta ahora no ha sido encontrado en menas terrestres? Con su participación fueron creadas baterías diminutas cuyas dimensiones apenas superan el tamaño de la cabeza de un chinche común y corriente. Las baterías químicas, en el mejor de los casos, sirven no más de medio año. Una batería atómica de prometio trabaja sin tregua durante cinco años. Su aplicación es bastante amplia: desde aparatos auditivos hasta los proyectiles dirigidos.

El astato está dispuesto a ofrecer sus servicios a los médicos para luchar contra las enfermedades del tiroides. En la actualidad, se hacen intentos de curarlas haciendo uso de emisiones radiactivas. Se sabe que esta glándula es susceptible de acumular yodo, y el astato es el análogo químico del yodo. El astato introducido en el organismo se concentrará en la glándula tiroides y para sus propiedades radiactivas llegará el tiempo de pronunciar su palabra.

De todo lo dicho se deduce que algunos ele-

mentos artificiales no son de ningún modo inútiles para las necesidades prácticas, aunque sirven al hombre unilateralmente. Los hombres pueden aprovechar solamente sus propiedades radiactivas. El turno de las particularidades químicas aún no ha llegado. La única excepción es el tecnecio. Las sales de este metal, como se averiguó, pueden hacer resistentes a la corrosión artículos de acero y de hierro.

Otra vez el Sol

¿Por qué brilla el Sol? Esta pregunta, que no es en modo alguno retórica, podría servir de epígrafe al hablar de la química de nuestro Lucero diurno.

En la actualidad ya sabemos que la química del Sol es una química peculiar, pues los procesos que transcurren en nuestro Lucero, y que lo hacen brillar en el cielo durante miles de millones de años, no tienen nada de común con las reacciones químicas corrientes. La química del Sol son transformaciones nucleares, interacciones de los núcleos, cuyo resultado es la liberación de cantidades gigantescas de energía.

Hubo un tiempo en que los hombres adoraban el Sol como una divinidad. Vieron en el Sol el origen de todo lo vivo. Pero estas cándidas creencias en general correspondían a la verdad, pues de haberse extinguido súbitamente el Sol, indiscutiblemente que la vida desaparecería de la Tierra.

Sabemos, aproximadamente, cuántos años hace que existe el Sol. En cambio, no es tan fácil contestar a la pregunta de cuántos años seguirá existiendo. Pero los científicos calcularon con pre-

cisión que cada centímetro cuadrado de la superficie solar en un solo segundo irradia 1 500 calorías de calor vivificante.

Sin embargo, al principio, cuando la ciencia decidió en serio explicar la fuente de la energía solar, se suponía que en el Sol se desarrollan reacciones químicas de combustión de inaudita envergadura. Aunque muy pronto un cálculo exacto lo dejó todo en su lugar. Incluso en el caso de que el Sol estuviera compuesto de combustible de la mejor calidad que sólo se puede imaginar, se consumiría muy pronto. Además, ni siquiera podría crear la temperatura tan alta que existe en su superficie y que se calcula en unos 6000 grados.

Lo dicho pone ya de manifiesto que la fuente de energía del Sol no es de naturaleza química.

Los físicos trataron de encontrar la explicación. El célebre científico alemán Helmholtz, a finales del siglo pasado, discurría de la siguiente manera. Al principio el Sol era frío y tenía un volumen enorme que no se podía comparar con el actual. Por acción de la fuerza de gravedad empezó a comprimirse y, en este proceso, comenzó a calentarse. En este incesante proceso de compresión que no se ha interrumpido hasta ahora, Helmholtz vio la fuente de la energía solar. Esta idea emocionó por algún tiempo las mentes, pero el cálculo exacto demostró que era también inconsistente. Si se toma en consideración la cantidad de calor que el Sol emite con tanta generosidad, resulta que en el curso de su compresión, independientemente del volumen inicial, debería haber adquirido su tamaño actual hace ya veinte millones de años. Pero la vida en la Tierra existe hace unos tres mil millones de años. Helmholtz, uno de los físicos más grandes del siglo pasado, se equivocó.

El que más se acercó a la verdad fue un químico y, además, de gran renombre. Se trata del fundador de la teoría de disociación electrolítica, el científico sueco Svante Arrhenius. En 1923 enunció que existe una sola posibilidad para explicar la inconcebible prodigiosidad energética del Sol, posibilidad que consiste en la suposición de que en el Sol se opera una condensación *sui generis* de los átomos de hidrógeno en más pesados. En el curso de estos procesos se desprende una enorme energía, que, hablando con propiedad, hace del Sol nuestro Lucero.

¿Era ésta una conjetura genial? Sin duda alguna. Sin embargo, necesitaba ser plasmada, por así decirlo, en forma más material, de carne y hueso, necesitaba una revelación del mecanismo intrínseco de los procesos. Los científicos se ocuparon precisamente de este problema.

¡De qué se compone el Sol!

Cabe señalar que ya hace mucho los científicos se interesaron por este problema. Poco tiempo después de que fuera descubierto el análisis espectral, el espectro solar pasó a ser objeto de la más alta atención. Los descubrimientos sensacionales no se hicieron esperar. Ya hemos hablado sobre el descubrimiento del helio.

Más tarde se puso de manifiesto que el helio, junto con el hidrógeno, es el componente predominante del Sol, aunque cede al hidrógeno, cuya parte es cinco veces mayor. Pero, en general, el contenido de éstos elementos supera 1000 veces el de los demás tomados en conjunto. En el Sol, es relativamente grande la proporción de oxígeno y nitrógeno, a éstos les siguen el magnesio, silicio,

hierro, sodio, potasio, calcio, aluminio y carbono. En total, los científicos determinaron la presencia de cerca de 60 elementos químicos y entre ellos figura, por ejemplo, un elemento tan raro como el torio.

De por sí surge la pregunta: ¿De dónde procede esta diversidad? ¿Es que existía desde los tiempos inmemorables o es que todos estos elementos se formaron gradualmente, debido a los procesos de fusión de los núcleos ligeros en pesados, es decir, como resultado de procesos que ahora se llaman termonucleares? Precisamente en este sentido orientaba la hipótesis de Arrhenius. Mas, ya a mediados de los años veinte los científicos se daban cuenta de que la fusión de los núcleos, si es que tiene lugar de hecho, necesita temperaturas verdaderamente fantásticas. No de 6000 grados, sino de millones y decenas de millones de grados.

Mas para entender de dónde aparecen estas temperaturas, era indispensable esclarecer el mecanismo de la síntesis termonuclear más simple, o sea, el mecanismo de formación de los núcleos de helio a partir de los núcleos de hidrógeno. A la par, era preciso establecer si el calor, que se libera en este caso, basta para que se pueda fundamentar la riqueza energética del Sol. De este modo surgió un nexo entre dos problemas: el de la génesis de los elementos y el de la fuente de la energía solar.

Dos mecanismos

Al principio se supuso que la formación de helio a partir del hidrógeno transcurre del siguiente modo. Dos protones (núcleos del átomo de hidrógeno) se fusionan; este sistema, de por sí, es

inestable y uno de los protones se transforma en neutrón. De este modo surge el núcleo del isótopo pesado de hidrógeno, deuterio. El deuterio y un nuevo protón forman un isótopo raro de helio con el número másico 3. Dos núcleos similares de helio, al interactuar entre sí, dan el isótopo corriente de helio, helio-4, y un protón.

Esto es fácil suponer y difícil demostrar. Recordemos que el Sol en un segundo derrama de un centímetro cuadrado de su superficie 1500 calorías. Esto es posible sólo en el caso de que la temperatura de sus entrañas alcance 20 millones de grados. A esta conclusión llegó el científico alemán Hans Bethe.

Mientras tanto, el proceso de formación del helio, a partir de hidrógeno (se llama cadena protón-protón) antes descrito, transcurre a 10 millones de grados.

Pero ¿qué significa este hecho? Que en condiciones análogas no se pueden formar elementos más pesados que el helio y que la verdadera fuente de la energía solar sigue siendo insuficiente. Cualquiera que fuese el camino emprendido, éste convencía de que las entrañas del Sol necesitaban un calentamiento adicional.

Bethe ofreció otra salida a esta situación.

Al parecer, razonaba el científico, la transformación del helio en hidrógeno en el Sol puede realizarse no sólo mediante la cadena protón-protón, sino también por otra vía. He aquí el cuadro que dibujó Bethe. En el Sol existe carbono. Su isótopo, carbono-12, choca con el protón. Es fácil entender que se forma un nuevo núcleo cuya carga es mayor en una unidad. Este núcleo pertenece al átomo de nitrógeno con el número másico 13, que es inestable y se desintegra rápidamente,

transformándose de nuevo en carbono. Pero no en carbono-12 inicial, sino en carbono-13.

Este es el primer paso del proceso.

El segundo paso comienza con el carbono-13, que a su vez, entra en interacción con el protón. Es fácil entender que vuelve a formarse el núcleo de nitrógeno, pero esta vez de nitrógeno-14. Este es el isótopo corriente y estable que tanto abunda en la atmósfera terrestre. El segundo paso está realizado, termina la segunda etapa del proceso.

Los protagonistas de la tercera etapa son el nitrógeno-14 y el protón. El balance del proceso es el isótopo de oxígeno con el número másico 15. Este isótopo de oxígeno es radiactivo y, al desintegrarse, otra vez engendra nitrógeno, pero esta vez su isótopo más pesado y estable, el nitrógeno-15.

El proceso culmina en la cuarta etapa. El protón vuelve a ofrecer sus servicios, pero los acontecimientos, en este caso, toman otro curso. Apenas el protón se hubo fusionado con el nitrógeno-15, el núcleo compuesto que se forma emite inmediatamente la partícula alfa, que es el núcleo del helio, y se transforma en el núcleo del carbono-12 inicial. De este modo resulta que este último desempeña el papel de un peculiar catalizador nuclear.

Este complejo proceso multietápico recibió el nombre de ciclo del carbono-nitrógeno. En su curso el núcleo de carbono pasa por cuatro reacciones sucesivas con los protones y, como resultado, se transforma tres veces en nitrógeno; una vez, en oxígeno, y, en fin de cuentas, en el isótopo inicial de carbono y el núcleo de helio.

Todo este ciclo admirable de reacciones nucleares dura un período muy largo. Tienen que

transcurrir 5 millones de años antes de que el núcleo de carbono-12, después de todas las transformaciones, vuelva a convetirse en este mismo núcleo. El hecho reside en que sólo una colisión con el protón entre muchas puede dar inicio a la reacción nuclear. Son muy raras las colisiones que dan un resultado favorable.

Los 20 millones de grados exigidos se consiguen. Mas, lamentablemente, incluso en estas condiciones la síntesis de los elementos no pasa más allá de la formación de helio. Pero esta cuestión necesita ya un examen especial.

Cuando los físicos aprendieron a realizar en los laboratorios diferentes reacciones nucleares, lograron también reproducir por separado cada una de las etapas del ciclo del carbono-nitrógeno. Necesitaron para ello muy poco tiempo, pues los aceleradores permiten comunicar a los protones tanta energía que supera considerablemente la energía de éstos en las condiciones naturales del Sol. Por esta razón crece inmensamente la probabilidad de colisiones favorables.

¡Es que Hans Bethe tenía razón!

El esquema del ciclo del carbono-nitrógeno propuesto por Bethe para las transformaciones nucleares llegó a ser clásico. Los astrofísicos que sugerían teorías de la procedencia de los elementos se valían ampliamente de este esquema. Este se citaba en los manuales. Daba coincidencia excelente para el balance energético. En una palabra, sus méritos eran indiscutibles.

Sin embargo, tenía un defecto esencial. Este esquema de Bethe no era más que una hipótesis, muy armoniosa, lógica y elegante, pero, con todo,

nada más que una hipótesis. Y la vida de las hipótesis en la ciencia no es perpetua: o se rechazan o se convierten en teoría.

Para que la hipótesis del físico alemán se convirtiera en teoría, necesitaba confirmaciones experimentales. La palabra decisiva pertenecía al experimento, aunque éste fuese indirecto. Los científicos se las ingeniaron durante mucho tiempo para encontrar los caminos de su realización y al fin y al cabo se les ocurrió una idea; esta idea del experimento resultó ser tan simple que causaba asombro.

... En el mundo de las partículas elementales el neutrino es una de las más misteriosas. En italiano su nombre quiere decir "neutroncito". Al igual que su "hermano mayor", el neutrón, el neutrino no lleva ninguna carga. Además tiene muy pequeña masa de reposo. Estas peculiaridades suyas condicionan la propiedad de penetración sin precedente del neutrino. Si alineáramos en una fila cien mil millones de globos terráqueos, el neutrino pasaría por todo este espesor fantástico sin perder toda su energía.

En las transformaciones nucleares nace una cantidad inmensa de neutrinos. Por ejemplo, durante el trabajo de los reactores nucleares en cada segundo aparecen miles de billones de estas partículas inatrapables. "Inatrapables" es precisamente la palabra adecuada, porque se necesitó un plazo de casi cinco lustros para que el neutrino, nacido, hablando en sentido figurado, en la pluma de los teóricos, fuese atrapado en los experimentos. El Sol, que es un gigantesco reactor nuclear natural, expulsa cantidades colosales de neutrinos que atraviesan todo el Sistema Solar y llegan a la Tierra.

Los científicos que aspiraron a confirmar experimentalmente la hipótesis de Bethe "se agarraron" del neutrino. Por medio de cálculos complejos éstos establecieron que si en realidad, el ciclo del carbono-nitrógeno asegura la riqueza energética del Sol, entonces, sobre cada centímetro cuadrado de la Tierra, cada segundo, deben caer cerca de 6 mil millones de neutrinos que nacen en las perturbaciones de los núcleos atómicos en el Sol.

Mas, ¿cómo captar y, lo que es lo principal, cómo contar estos neutrinos? ¿Seguramente se necesitan unas trampas sobrenaturales?

No. Resultó que la trampa también es muy simple.

El elemento cloro tiene un isótopo con el número másico 37. Supongamos que el núcleo de este isótopo absorbe un neutrino. Entonces el comportamiento del núcleo será como sigue. El núcleo expulsa un electrón, aumentando de este modo su carga en una unidad, se convierte en el núcleo del isótopo de argón con el mismo número másico. Pero el núcleo de argón es radiactivo debido a lo cual es fácil registrar su desintegración mediante un contador especial.

Esta es la idea principal de la trampa y fue propuesta por el científico soviético Bruno Pontecorvo.

¿De qué modo se puede realizar esta trampa en la práctica? Es necesario tomar una cantidad grande, pero muy grande, de algún compuesto líquido de cloro: por ejemplo, es muy cómodo usar el tetracloruro de etileno. Después esta cantidad de líquido se coloca en un depósito especial enterrado profundamente bajo la superficie de la Tierra, con el fin de retener todas las demás partículas. Luego, hay que esperar. Esperar mucho, hasta

que algún neutrino acierte en el núcleo del cloro y provoque la reacción nuclear de formación del núcleo radiactivo de argón.

Pontecorvo dio también respuesta a la pregunta de cuánto tiempo es necesario esperar. Calculó que si se toman aproximadamente 400 toneladas de tetracloruro de etileno, esta cantidad será más que suficiente para asegurar que durante 24 horas sean captados cinco neutrinos. Y si, en efecto, estas cinco captaciones tienen lugar, resultará verdadera la hipótesis de Bethe.

¡Por qué, en fin de cuentas, brilla el Sol!

En el curso de año de 1968 un grupo de científicos norteamericanos encabezado por R. Davis se preocupó por captar los neutrinos solares. Su trampa la construyeron en una mina abandonada, instalándola a una profundidad de tres kilómetros. El equipo fue diseñado con tanto esmero que la captación de los cinco neutrinos necesarios parecía un asunto, aun cuando no asegurado por completo, pero muy probable.

Este experimento, sin igual por su idea y envergadura, duró casi medio año. Los científicos de todo el mundo cada día estaban en espera de un resultado positivo.

Mas éste no llegó. Davis no logró registrar ni una sola captación de neutrino.

Nosotros repetimos: la instalación de Davis fue diseñada con tanto esmero que no sería lícito acusarla de imperfección. Es difícil esperar que la repetición de los experimentos dé otros resultados.

La conclusión que se saca de este hecho, aunque no rechaza del todo a la hipótesis de Bethe,

no da al mismo tiempo fundamento para elevarla al rango de teoría. El experimento de Davis demostró que la intensidad del flujo de los neutrinos procedentes del Sol era demasiado pequeña. Mucho menor de aquella que correspondería a la temperatura solar de 20 millones de grados. En la realidad, las entrañas del Sol son más tibias de lo que pensó Bethe, en todo caso, su temperatura no excede de 12 millones de grados.

Las reacciones termonucleares que son capaces de transcurrir a aquellas temperaturas están en condiciones de asegurar nada más que un 10%, como máximo, de la riqueza energética de nuestro astro.

¿Y los demás 90%? ¿Acaso se crean como resultado de otros procesos, no termonucleares, que por ahora siguen siendo desconocidos para nosotros?

Tanto la experimentación, como las concepciones teóricas vigentes nos responden que esto es precisamente así. ¿Y qué se puede decir en cuanto al ciclo propuesto por Bethe? Es posible que aquí hubiera tenido lugar una coincidencia eventual. No obstante, incluso en el caso de que ha tenido lugar una coincidencia, tenemos que rendirle lo merecido, puesto que desempeñó un papel importantísimo en el desarrollo de la astrofísica.

Pero, en fin de cuentas, ¿a costa de qué procesos, precisamente, se cubren los 90% que faltan en el balance energético del Sol y, por consiguiente, de otras estrellas? Pues nuestro Sol es, en realidad, un astro de montón. ¿Es posible que estamos a punto de descubrir una nueva forma de energía?

Los astrofísicos buscan con perseverancia la respuesta. Y se puede decir con seguridad que no

está lejos el día en que se esclarezca definitivamente por qué brilla el Sol.

Con ello, la química del Sol descubrirá el más grande de sus enigmas.

La cosmoquímica trabajando

Se puede decir que el nombre de esta ciencia interesante, la cosmoquímica, no refleja estrictamente su contenido, pues, como sabemos, las reacciones que transcurren en diferentes cuerpos y objetos del Universo —en el Sol, en las estrellas y en el espacio cósmico— son, por excelencia, procesos nucleares. No tienen nada de común con las reacciones químicas ordinarias a que estamos acostumbrados, que se desarrollan en la Tierra y que se realizan en los laboratorios químicos. Pero el término de "cosmoquímica" ocupó un puesto seguro en el arsenal de la ciencia. En las páginas de las revistas y los libros especiales se publican anualmente informes sobre sus alcances. A la cosmoquímica, en primer lugar, se debe el que conozcamos cómo está estructurado y cómo evoluciona el inmenso e infinito Cosmos.

Bueno, ¿de qué se ocupa esta ciencia?

Estudia de qué elementos químicos constan los astros y los planetas, qué compuestos contienen las atmósferas de los planetas del Sistema Solar y qué son los meteoritos, mensajeros del lejano Cosmos que llegan a la Tierra.

La cosmoquímica investiga también un problema de primordial importancia para el entendimiento de la evolución del Universo, el de cómo se efectúa la formación de los elementos químicos. He aquí la respuesta que da esta ciencia: las estrellas lejanas son una especie de fábricas colosa-

les de síntesis nuclear, en las que en condiciones de temperaturas y presiones inmensamente grandes se operan diferentes procesos, debido a los cuales los núcleos atómicos se hacen más complejos. Es un camino largo y complicado que empieza en el hidrógeno, elemento más ligero y más difundido del Cosmos y termina con la síntesis de los elementos muy pesados que no se ha logrado aún obtener artificialmente en la Tierra.

En fin, la cosmoquímica trata de penetrar en el espacio interestelar y esclarecer qué es lo que existe allá: el vacío absoluto y perfecto o, aunque en concentraciones ínfimas, ciertas partículas materiales.

Estos son los objetos fundamentales del estudio de la cosmoquímica.

¿Y cuáles son sus instrumentos y sus métodos? No será una exageración decir que en el arsenal de la cosmoquímica se aprovechan los alcances de casi todas las ciencias exactas. El cosmoquímico no sólo debe ser un químico excelente que se orienta con soltura en el sistema periódico de los elementos, sino que debe orientarse bien en los diversos campos de la física, saber utilizar su aparato teórico y, además, poseer ingenio e inventiva de un magnífico experimentador. Luego, tiene que conocer astronomía y radiotecnia. Y, en fin, debe saber soñar y creer en su causa.

El arma principal del cosmoquímico es el análisis espectral, pues por desgracia no hay ninguna posibilidad de llevar a los laboratorios terrestres muestras de la substancia solar o estelar. Por eso, los científicos se ven obligados a estudiar la composición del Sol y de las estrellas por los espectros que emiten sus atmósferas incandescentes. Poten-

tes telescopios y espectrógrafos sensibles, éstos son los instrumentos imprescindibles para un cosmoquímico. En los últimos decenios la cosmoquímica comenzó a utilizar ampliamente los métodos radioastronómicos.

Con estos métodos se puede investigar los cuerpos celestes o mediante la captación de ondas de radio emitidas por estos cuerpos o bien por recepción de radioseñales reflejadas que se envían desde la Tierra.

¡Qué cuentan los meteoritos!

A un cosmoquímico se le puede encontrar en un laboratorio químico común y corriente, que por su aspecto exterior no tiene nada de particular capaz de sorprender nuestra imaginación. Sin embargo, los matraces, retortas y muflas ordinarias cumplen una tarea muy importante ayudando a estudiar la composición química de los meteoritos.

Desde tiempos muy remotos los hombres se interesaron por las "piedras celestes". Sus descripciones figuran incluso en los antiguos anales. Existen fundamentos para suponer que los meteoritos de hierro sirvieron al hombre primitivo de material para elaborar los primeros instrumentos. Los químicos procedieron al estudio de los meteoritos aproximadamente a mediados del siglo XVIII, y desde aquella época estas piedras, tan deslucidas por su aspecto exterior, no cesan de suministrar a los cosmoquímicos la más valiosa información.

No obstante, hubo casos en que la ciencia no pudo encontrar explicación adecuada para los acontecimientos acaecidos. Hacemos alusión a la

caída del meteorito de Tunguska, suceso que tuvo lugar el 30 de julio de 1908. No se conoce cataclismo igual a éste. Al penetrar en las capas densas de la atmósfera el meteorito explotó, y el eco de esta explosión se propagó a cientos de kilómetros. ¿Mas, fue de verdad un meteorito? No se conservó de él ningún fragmento material, aunque numerosas expediciones han tratado de encontrar alguna huella suya. Debido a ello surgieron muchas hipótesis intentando explicar "la maravilla de Tunguska", entre las que figuraban las más fantásticas: la explosión de una nave interplanetaria, un fragmento de antimateria que por caminos desconocidos irrumpió en nuestra Galaxia, etc., etc. En una palabra, la cosmoquímica no puede dar respuesta unívoca respecto a la naturaleza del meteorito de Tunguska.

Empero, en general, los meteoritos nos contaron mucho.

En el proceso del análisis de centenares y miles de meteoritos los científicos establecieron el contenido medio de algunos elementos químicos que forman parte de su composición y que al mismo tiempo son los más abundantes en la Tierra. He aquí el resultado: en los meteoritos, el contenido de hierro, oxígeno, silicio, magnesio, aluminio y calcio constituye en total un 94%, es decir, la proporción de estos elementos es la misma que en la Tierra. También coincidieron los valores del contenido de elementos por separado. Más aún, se logró demostrar que, salvo algunas excepciones, coincide hasta la composición isotópica de los elementos en los meteoritos y en la Tierra. Por ejemplo, la correlación entre los isótopos estables del azufre en los minerales terrestres (azufre-32 y azufre-34) constituye 22,2. Para los mismos isóto-

pos de azufre presente en los meteoritos se halló una correlación completamente igual. Resultados análogos se logró obtener para otros muchos elementos. En fin, los compuestos que los químicos encuentran en los meteoritos, se conocen también en nuestro planeta.

¿Qué demuestran estos hechos? Estos hechos son testimonio de la unidad de la materia en todo el Universo, son testimonio de que la Ley Periódica de los elementos químicos descubierta por Mendeléiev es válida no sólo en los marcos de la Tierra. Esta ley es válida para todos los dominios del Cosmos en que existen átomos con sus envolturas electrónicas.

Más de una vez se comunicó que en algunos meteoritos se lograba descubrir la presencia de materia orgánica. Estas comunicaciones provocaban discusiones vivas, pero los científicos no llegaron aún a una opinión única.

Durante largo tiempo los meteoritos eran prácticamente los únicos objetos materiales de estudio de que disponía la química cósmica. Ya estos tiempos pasaron.

Química de la Luna

El 21 de julio de 1969 los cosmonautas norteamericanos Armstrong y Aldrin pisaron la superficie de la Luna y recogieron en un "container" especial muestras de piedras lunares y de polvo lunar. Los círculos de negocios estadounidenses propensos a valorarlo todo en dinero se apresuraron en comunicar que el precio de las muestras era de 18 millones de dólares. Mas para la ciencia estos fragmentos lunares son verdaderamente inapreciables, pues ayudarán a levantar el velo que

cubre los secretos del Universo. He aquí la razón de por qué los científicos esperaron con tanta impaciencia el momento en que vería la luz el contenido del container. Este acontecimiento tuvo lugar el 4 de agosto. Esta fecha significa que se abrió la primera página de la química lunar.

La primera conclusión a que llegaron los investigadores era que las rocas lunares se diferencian de todo lo que existe en la Tierra. El polvo lunar contiene muchas bolitas vidriosas. No en vano afirmaron Armstrong y Aldrin que la superficie de la Luna es resbaladiza. Los científicos suponen que el descubrimiento de vidrio en la superficie de nuestro satélite es lo más inesperado. Para explicar el proceso de su formación se sugirió lo siguiente: cuando los meteoritos chocan contra la superficie de la Luna, la materia lunar se evaporiza y luego precipita en forma de pequeñas gotas de vidrio esféricas. Las bolitas de vidrio tienen nada más que varias décimas partes de milímetro de diámetro. Su color es marrón oscuro, amarillo o marrón amarillento.

No es menor el interés que representan las piedras lunares. Los investigadores las clasificaron, distinguiendo tres tipos diferentes: rocas que recuerdan escorias y contienen burbujas de gas; rocas porosas que también incluyen pequeñísimas burbujas de gas, y fragmentos de substancia meteorítica y lavas. En fin, en las piedras lunares se logró descubrir un alto contenido de óxido de titanio. Para la superficie terrestre esto es un fenómeno raro.

La mayoría de las muestras recolectadas son rocas de origen volcánico. Los minerales que las constituyen son casi los mismos que se encuentran en los productos de la actividad de los volcanes

en la Tierra. Pero también hay diferencia: en la Luna estos minerales no son de granulosidad tan fina como en la Tierra. Ahora los científicos tratan de resolver este enigma. En una palabra, no debe caber duda que las piedras lunares ofrecerán aún muchas sorpresas.

Unas palabras para justificarnos

Hay asuntos en los cuales lo más difícil es detenerse a tiempo.

Pero detenerse es necesario. Incluso en el caso de que en la punta de nuestra pluma nos espere una interesante historieta química más.

Sin embargo, todo esto es, como se dice, un preámbulo. Para resumir, queremos decir lo siguiente:

Una vez fuimos testigos de una disputa acalorada, muy parecida a las que en su tiempo se denominaban "problema de los físicos y de los líricos". Pero esta vez los que discutieron eran los representantes de las ciencias exactas. Y uno de los contrincantes declaró que, en general, la ciencia química, como tal, no existe, que es simplemente un caso particular de la física. Así declaró, sin equívocos.

La ciencia química no existe —prosiguió—, porque cualquiera que sea el proceso químico que consideremos, si surge la necesidad de explicar su mecanismo íntimo, esto se puede hacer sólo sobre la base de las leyes de la física. Los átomos interaccionan e intercambian sus electrones. Mas, ¿a qué está sujeta la posibilidad de tal intercambio? ¿Cuál es la base del enlace químico? Leyes físicas. . .

¡Ud. puede imaginar cuál fue la indignación de los químicos al oir semejantes razonamientos!

Claro que los electrones son electrones, mas la ciencia química, antigua, pero eternamente joven, existe. Con sus reglas y leyes, con su historia y sus perspectivas ilimitadas. Otra cosa es que con frecuencia tiene que recurrir a la ayuda de la física, las matemáticas y la cibernética.

La peculiaridad de la química del siglo veinte que la distingue de los períodos tempranos del desarrollo de esta ciencia, reside precisamente en que se subdividió en muchas ramas independientes. ¡Y ni siquiera ramas, sino ciencias independientes! Electroquímica, fotoquímica, química de la radiación. Química de bajas temperaturas y altas presiones. Química de altas temperaturas y bajas presiones.

Y no son raros los casos en que el científico que trabaja en una rama entiende mal a su colega especialista que trabaja en otra. Esto de ningún modo es testimonio de la baja calificación de estos químicos.

Los "dialectos" químicos se convirtieron en "lenguas" químicas independientes.

Pero tampoco con ello termina el asunto.

En la actualidad, la química se entrelazó íntimamente con otras ciencias: biología y geología, mecánica y cosmogonía. Estas "alianzas" engendraron todo un "ramillete" de las llamadas ciencias híbridas: bioquímica, geoquímica, cosmoquí-

mica, mecánica físico-química etc., etc.

Consideremos, por ejemplo, una rama tal como la bioquímica. Pues precisamente esta ciencia debe, en fin de cuentas, revelar qué es la vida en sus innumerables manifestaciones. Y será la bioquímica junto con la farmacología y la medicina la que ha de encontrar nuevos y poderosos medios de lucha contra las enfermedades.

¡Y la cosmoquímica, o sea la química de los lejanos astros y planetas! Ciencia que está a sus mismos albores y a la cual, sin embargo, pertenecerá una palabra muy importante en el conocimiento de la evolución del Universo.

Aquí se puso de manifiesto una cosa del todo inesperada. Son precisamente las ciencias híbridas las que traen casi diariamente frutos sorprendentes: hechos y observaciones que nadie ni sospechaba. La práctica también cifra sus esperanzas en estos "híbridos".

Ahora trátese de entender nuestra situación. Uno toma un pliego de papel y quiere escribir algo puramente químico. Mas apenas ha compuesto dos o tres frases, en el fondo de éstas ya se vislumbran las caras burlonas de la física y de la biología. Y la construcción de perfil tan claro y nítido se hace borrosa y confusa. ¿Se acuerda Ud. del proverbio que dice: "¡Qué tres: Araña, Concha y Cortés!" En la ciencia moderna, y, en particular, en la química, frecuentemente se pone al descubierto que existe un vínculo concreto entre cosas tan incom-

patibles a primera vista como estos tres personajes.

Si alguna vez volvemos a estar ante la necesidad de escribir algo popular sobre la química, puede ser que pondremos este proverbio como epígrafe.

Mientras tanto, en el libro que acabamos de presentar al lector intentamos no rebosar los márgenes químicos.

CONTENIDO

patibles a primera vista como estos tres personajes.

Si alguna vez volvemos a estar ante la necesidad de escribir algo popular sobre la química, puede ser que pondremos este proverbio como epígrafe.

Mientras tanto, en el libro que acabamos de presentar al lector intentamos no rebosar los márgenes químicos.

CONTENIDO

EN EL AÑO 1973

La editorial Mir publicará los libros siguientes:

Fisiología recreativa. Serguéiev B.

Fundamentos de la tecnología de construcción de maquinaria. Balakshin B.

Fundamentos matemáticos de la cibernética. Kórshunov Yu.

Geometría elemental. Pogorélov A.

Igualdad, semejanza, orden. Shréider Yu.

Introducción al cálculo de probabilidades. Pugachev V.

¿Y qué? Jurguín Ya.

Los jinetes de un mundo incógnito. Abrámov A., Abrámov S.

Lecciones sobre métodos de cálculo. Gavurin M.

Máquinas herramienta para metales. Chernov N.

Mecánica de construcción en ejemplos y problemas. Kiseliov V. y otros.

Miscelánea cibernética. Pekelis V.

Movimiento de las partículas cargadas en campos eléctricos magnéticos. Artsimóvich L., Lukiyánov S.

Motores de automovil. Jovaj., Máslov G.

Problemas de geometría descriptiva. Gordón V. y otros.

Problemas de mecánica teórica. Mesherski Y.

Procesos aleatorios. Rozánov Yu.

Recursos hidráulicos del futuro. Lvóvich M.

Temas selectos de matemática elemental. Dorofféiev G., Potápov M., Rózov N.